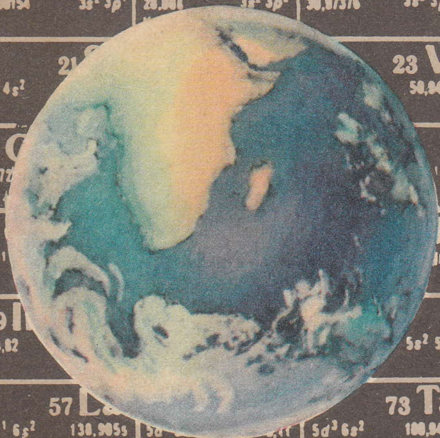


I. V. Petriánov
D. N. Trífonov

LA MAGNA LEY



EDITORIAL MIR MOSCÚ



И. В. Петрянов

Д. Н. Трифонов

Великий

Закон

Издательство «Педагогика»

I. V. Petriánov

D. N. Trífonov

LA MAGNA LEY

EDITORIAL MIR MOSCÚ

Traducido del ruso por Clara Shteinberg

Impreso en la URSS, 1981

A NUESTROS LECTORES:

"Mir" edita libros soviéticos traducidos al español, inglés, francés, árabe y otros idiomas extranjeros. Entre ellos figuran las mejores obras de las distintas ramas de la ciencia y la técnica: manuales para los centros de enseñanza superior y escuelas tecnológicas; literatura sobre ciencias naturales y médicas. También se incluyen monografías, libros de divulgación científica y ciencia ficción. Dirijan sus opiniones a la Editorial "Mir", 1 Rizhski per., 2, 129820, Moscú, I-110, GSP, URSS.

На испанском языке

Indice

> ...Lo expuesto está lejos de contener todo aquello que se ha captado, hasta ahora, a través del telescopio de la ley periódica en el infinito campo de evoluciones químicas y, más aún, todo aquello que se podrá ver en el futuro...
>
> *Mendeléiev*

Cómo fue descubierta la Magna Ley

La historia de los conocimientos humanos es testigo de muchas proezas. Empero, muy pocas de éstas pueden compararse con aquello que realizó Dmitri Ivánovich Mendeléiev. La grandeza de la hazaña científica de Mendeléiev, lejos de eclipsarse con el tiempo, sigue tomando envergadura. Y nadie puede decir si llegará una época en que se agote hasta el final todo el contenido de una de las generalizaciones, de trascendental importancia para la ciencia, que es la ley periódica de Mendeléiev.

La historia selecciona y clasifica de una manera rigurosa e intransigente todo lo hallado y creado por el hombre. La sorprendente nitidez de la tabla de Mendeléiev de nuestros días que ya se hizo acostumbrada parece obturar la gigantesca labor del científico para la intelección de la totalidad de lo descubierto anteriormente a él sobre las transmutaciones de la meteria, esa labor oculta gracias a la cual devino realidad la gran hipótesis intuitiva acerca de la existencia de una nueva ley, la ley de la periodicidad de las propiedades de los elementos químicos.

Las leyes de la naturaleza descubiertas por el hombre se diferencian en cuanto al volumen de lo conocido y según sean las esferas de cognición del mundo en que son válidas y eficaces. Es dificil compararlas entre sí. Pero las leyes son comparables en lo fundamental, la

posibilidad de predecir lo nuevo, de prever lo ignoto. En este sentido la ley periódica no tiene igual en la historia de la ciencia. Mendeléiev trazó el camino de búsquedas orientadas a determinados fines para la química del futuro. Muchos científicos, basándose en la ley periódica, vaticinaban y describían elementos químicos desconocidos y sus propiedades.

La historia de la química no conoce otro triunfo semejante. Fue hallada una nueva ley de la naturaleza. En lugar de sustancias dispersas, que no guardaban entre sí vínculo alguno, ante la ciencia se elevó un armonioso y entero sistema que enlazó en un todo único a los elementos químicos en su totalidad. Por si esto fuera poco, Mendeléiev planteó ante la ciencia una tarea todavía más grandiosa, la de explicar el nexo mutuo entre todos los elementos y entre sus propiedades físicas y químicas.

La ley de Mendeléiev ejerció una influencia enorme en el desarrollo de los conocimientos sobre la estructura del átomo y la naturaleza de la materia. A su vez, los éxitos de la física atómica, la aparición de nuevos métodos de investigación y el desarrollo de la mecánica cuántica han ampliado y profundizado la esencia de la ley periódica.

El descubrimiento de la ley de la periodicidad es un jalón magistral en el progreso de la química. Los historiadores de la ciencia destacan a menudo dos períodos en su evolución: anteriormente a la ley y posteriormente a la ley.

¿Qué se tenía en vísperas del descubrimiento? Se conocían 63 elementos químicos. Las propiedades de estos elementos distaban mucho de haber sido estudiadas en suficiente grado, además, incluso los pesos atómicos de algunos de ellos fueron determinados incorrecta e inexactamente. Sesenta y tres elementos,

¿es esto mucho o poco? Si recordamos que en la actualidad se conocen 106 elementos, resulta que esta cantidad no es muy grande. Sin embargo, es completamente suficiente para poder advertir la regularidad en el cambio de sus propiedades. Era necesario tener un mínimo determinado de elementos descubiertos. Esta es la razón por la cual podemos caracterizar el descubrimiento de Mendeléiev como hecho oportunamente.

Empero, ¿acaso antes de Mendeléiev los científicos no trataron de subordinar todos los elementos conocidos a un orden determinado, a clasificarlos, reduciéndolos a un sistema?

Muchos hombres de ciencia lo intentaron. Y no se puede decir que sus intentos eran inútiles ya que contenían ciertos granos de verdad. Por ejemplo, el 1829 el químico alemán Döbereiner agrupó de a tres los elementos con propiedades químicas similares: el litio, el sodio y el potasio; el cloro, el bromo y el yodo, etc. Estos grupos los llamó triadas. Ulteriormente, los conjuntos de semejantes elementos se empezó a denominar grupos naturales.

En 1849 comenzó a interesarse por la clasificación de los elementos el eminente químico ruso G. I. Hess. En su manual "Fundamentos de la química pura" describió cuatro grupos de elementos no metales con propiedades químicas parecidas:

yodo	telurio	carbono	nitrógeno
bromo	selenio	boro	fósforo
cloro	azufre	silicio	arsénico
flúor	oxígeno		

Hess escribió: "Esta clasificación todavía está muy lejos de ser natural, sin embargo, de todos modos, aúna

elementos y grupos muy parecidos y, al ir ampliándose nuestros conocimientos, puede perfeccionarse".

Una de las tentativas de clasificar los elementos la emprendió en 1862 el francés Beguyer de Chancourtois. Se figuró el sistema de los elementos en forma de espiral desarrollándose por la superficie de un cilindro. Cada vuelta contenía 16 elementos. Los elementos similares se disponían uno bajo otro en la generatriz del cilindro. Mas ninguno de los hombres de ciencia prestó atención al trabajo de Beguyer de Chancourtois.

En 1866 el químico inglés J. A. Newlands propuso la llamada ley de las octavas. Newlands consideró que en el mundo todo iba subordinado a una armonía general. Debía ser la misma tanto para la química como para la música. Por eso las propiedades de los elementos químicos dispuestos según el orden creciente de sus pesos atómicos debían repetirse dentro de cada siete elementos, de la misma manera que en la escala musical las notas análogas se repetían en la octava después de cada siete notas. Sin embargo, conforme a la ley de las octavas resultaban análogos los elementos tan absolutamente distintos como el carbono y el mercurio.

Cuando Newlands hizo su informe en la conferencia de la Sociedad Química de Londres, uno de los presentes preguntó sarcásticamente si el estimado informante había tratado de disponer los elementos en el orden alfabético y si había descubierto en este caso alguna regularidad.

En 1864 el científico alemán L. Meyer propuso una tabla en la cual todos los elementos químicos conocidos fueron divididos en seis grupos de acuerdo con su valencia. Por su aspecto exterior la tabla de Meyer tenía cierto parecido con la futura tabla de Mendeléiev. No obstante, ni aquélla, ni tampoco todas las demás clasificaciones anteriores, contenían lo

principal: no reflejaban la ley general, la ley fundamental del cambio de las propiedades de los elementos. Sólo en apariencia creaban cierto orden en su mundo. El mismo defecto era inherente a las tablas del científico inglés Odling.

Los antecesores de Mendeléiev que se fijaron en ciertas manifestaciones particulares de la Magna Ley del mundo de los elementos químicos no pudieron, debido a diferentes causas, alzarse hasta la magistral generalización y tomar conciencia de que existía en el mundo una ley fundamental.

¿Cuál es, entonces, la causa de que precisamente Dmitri Ivánovich Mendeléiev supo descubrir la ley periódica? ¿Cómo fue hecho este descubrimiento?

"Ensayo de un sistema de los elementos...". El 17 de febrero de 1869, estando a punto de partir, el profesor de la Universidad de Petersburgo Dmitri Ivánovich Mendeléiev, esbozó en el revés de una carta, solicitándolo a que viniera para prestar ayuda a una empresa, el primer esquema de la tabla de los elementos químicos. En esta tabla situó los elementos en el orden creciente de sus pesos atómicos y observó la repetición periódica de sus propiedades.

Aquel día aplazó su viaje. Escribió en distintas tarjetas las denominaciones de todos los elementos conocidos para aquel tiempo, apuntando también sus propiedades químicas y físicas más importantes. Al disponer estas tarjetas en distinta secuencia, de acuerdo con los pesos atómicos de los elementos, así como con sus propiedades y las propiedades de sus compuestos, Mendeléiev compuso la primera variante del sistema de los elementos químicos. La llamó "Ensayo de un sistema de los elementos basado en su peso atómico y el parecido químico". El 1 de marzo de 1869 Mendeléiev envió a muchos científicos rusos

y extranjeros el "Ensayo de un sistema..." impreso en forma de tabla.

La primera tabla era muy imperfecta y estaba muy alejada del aspecto contemporáneo del sistema periódico. Sin embargo, esta tabla fue la primera ilustración gráfica de la ley descubierta por Mendeléiev: "Los elementos dispuestos según las magnitudes de su peso atómico presentan una periodicidad explícita de sus propiedades". Estas palabras se han tomado del artículo de Mendeléiev "La correspondencia de las propiedades con el peso atómico de los elementos". Este artículo fue fruto de las ideas que surgían en la mente de Mendeléiev a medida que trabajaba sobre el "Ensayo de un sistema...".

En este artículo Mendeléiev no emplea directamente, ni una sola vez, el término de "ley periódica". Como todo gran hombre de ciencia es modesto y cauteloso en sus conclusiones definitivas. Mendeléiev desde el principio mismo veía bien claro que, en efecto, había descubierto una ley fundamental de la naturaleza. No obstante, también percibía que era necesario trabajar arduamente para que la regularidad hallada pudiera recibir el nombre de ley y fuese reconocida como tal por otros científicos.

Dos años y medio —hasta el diciembre de 1871— Mendeléiev consagró a la subsiguiente elaboración de su descubrimiento.

El primer informe sobre el descubrimiento fue hecho el 6 de marzo de 1869 en la sesión de la Sociedad Química Rusa.

Mendeléiev estaba ausente en esta sesión. En vez del autor su informe lo leyó el químico N. A. Menshutkin. En las actas de la Sociedad Química Rusa apareció una nota lacónica sobre la sesión del 6 de marzo de 1869: "N. Menshutkin da a conocer en nombre de D. Mendeléiev el "Ensayo de un sistema de los elementos



D. I. Mendeléiev.
Foto del año 1869.

basado en su peso atómico y parecido químico". A falta de D. Mendeléiev la discusión de esta cuestión se ha aplazado hasta la sesión siguiente".

Esta lacónica acta oficinesca se convirtió en un documento histórico de enorme importancia, un testimonio de cómo la humanidad conoció por primera vez la nueva ley de la naturaleza. Sin embargo, muchos científicos, contemporáneos de Mendeléiev, que por primera vez oyeron o se enteraron sobre este sistema de los elementos no pudieron comprenderlo de entrada.

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ,

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

			Ti=50	Zr=90	?=180.
			V=51	Nb=94	Ta=182.
			Cr=52	Mo=96	W=186.
			Mn=55	Rh=104,4	Pt=197,4.
			Fe=56	Ru=104,4	Ir=198.
			Ni=Co=59	Pl=106,6	Os=199.
H=1			Cu=63,4	Ag=108	Hg=200.
	Be=9,4	Mg=24	Zn=65,2	Cd=112	
	B=11	Al=27,4	?=68	Ur=116	Au=197?
	C=12	Si=28	?=70	Sn=118	
	N=14	P=31	As=75	Sb=122	Bi=210?
	O=16	S=32	Se=79,4	Te=128?	
	F=19	Cl=35,5	Br=80	I=127	
Li=7	Na=23	K=39	Rb=85,4	Cs=133	Tl=204.
		Ca=40	Sr=87,6	Ba=137	Pb=207.
		?=45	Ce=92		
		?Er=56	La=94		
		?Yt=60	Di=95		
		?In=75,6	Th=118?		

Д. Менделѣевъ.

"Las primeras ideas sobre la periodicidad —escribió D. I. Mendeléiev— las he fijado en una hojita que envié a muchos científicos el 1 de marzo de 1869". Es la primera de las tablas del sistema periódico de los elementos.

Es notorio que en ésta ya se han dejado y marcado con el signo de interrogación los lugares vacíos.

¿En qué radicaba el paso definitivo? Mendeléiev destacó tres circunstancias que, a su parecer, contribuyeron al descubrimiento de la ley periódica:

en primer lugar, fueron determinados con mayor o menor precisión las magnitudes de los pesos atómicos de la mayoría de los elementos químicos conocidos;

en segundo lugar, se formó un concepto claro sobre los grupos de los elementos semejantes por sus propiedades químicas (grupos naturales);

en tercer lugar, para el año de 1869 ya había sido estudiada la química de muchos elementos raros sin cuyo conocimiento hubiera sido difícil llegar a una generalización cualquiera.

Y, por fin, el paso decisivo hacia el descubrimiento de la ley radicaba en que Mendeléiev hizo la comparación de todos los elementos en cuanto al valor de sus pesos atómicos. Mientras tanto, los predecesores de Mendeléiev comparaban tan sólo los elementos parecidos entre sí, es decir, los elementos de los grupos naturales. Como resultado, estos grupos no fueron enlazados. Y Mendeléiev los unió de una forma lógica en la estructura de su tabla.

¿Cómo fue descubierta, al fin y al cabo, la ley periódica? A veces, entre los historiadores de la ciencia se estalla una disputa: ¿qué fue lo primero en surgir en la mente de Mendeléiev, la ley periódica o el sistema periódico de los elementos?

A nuestro parecer esta discusión no tiene sentido. El sistema de los elementos es una ley expresada en forma tabulada. Sin embargo, para percibir el sentido de la ley hubo que, en primer lugar, reducir a un sistema determinado, o sea, a una tabla todos los elementos químicos conocidos. Por eso no se puede, en modo alguno, divorciar el sistema y la ley.

He aquí cómo caracterizó el propio Mendeléiev el proceso creativo que es el descubrimiento de la ley periódica: "...Involuntariamente surgió la idea de que

entre la masa y las propiedades químicas necesariamente debe existir una relación. Y como quiera que la masa de la sustancia, aunque no la absoluta, sino la relativa, se expresa definitivamente en forma de peso de los átomos, habría que buscar una correspondencia funcional entre las propiedades individuales de los elementos y sus pesos atómicos. Y cuando es necesario buscar alguna cosa, sea que se trata de las setas, o bien de alguna relación, es imposible hacerlo sino mirando y probando. De este modo empecé a elegir elementos parecidos y pesos atómicos próximos, escribiendo en distintas tarjetas los nombres de los elementos con sus respectivos pesos atómicos y propiedades radicales, lo que me llevó, con prontitud, precisamente a la conclusión de que las propiedades de los elementos eran una función periódica de su peso atómico, con la particularidad de que aun cuando tuviera dudas en cuanto a muchos puntos confusos, ni por un instante ponía en tela de juicio el carácter general de la deducción hecha, ya que era imposible admitir una casualidad".

Al parecer, todo era muy simple. En efecto, ¿qué de particular hay en el hecho de disponer en un orden determinado los elementos después de haber apuntado en las tarjetas sus respectivos símbolos, pesos atómicos y propiedades más importantes (radicales)? ¿De qué manera, precisamente? El método más palmario es el de situar todos los elementos en una fila según el orden creciente de los pesos atómicos empezando por el más ligero, el hidrógeno. En este caso no es muy difícil, por lo visto, advertir la regularidad en la variación de las propiedades de los elementos correctamente ordenados. Es que en la época de Mendeléiev estas propiedades fueron ya, en mayor o menor grado, bien conocidas.

¿En qué consiste, entonces, el mérito de Mendeléiev? Convenimos en olvidar para cierto tiempo todo aquello

que el lector ya conoce sobre la química y que ha aprendido en la escuela acerca del sistema periódico, figurándonos que nos hemos trasladado a mediados del siglo XIX y podemos conocer solamente aquello que conocían los contemporáneos de Mendeléiev. La tentativa de penetrar en el laboratorio creador del científico y tomar conciencia de cómo su pensamiento, gradualmente, iba desbrozándose el camino hacia el descubrimiento es un asunto de extraordinaria dificultad y, a veces, en absoluto imposible. Sin embargo, nosotros teníamos suerte, ya que acudió en nuestra ayuda el propio Mendeléiev al relatar que empezó combinando las tarjetas. También nosotros probaríamos, paso a paso, atravesar por el camino que siguió el gran científico. No podemos dar garantías de la exactitud del cuadro, pero el asunto se desarrolló aproximadamente así...

Veamos en que sucesión se disponían los elementos conforme a la magnitud de sus pesos atómicos.

El peso atómico mínimo lo tiene el hidrógeno (H), ése es igual a 1. El siguiente por el orden en aquella época era el litio (Li). Su peso atómico constituía cerca de 7. Bueno, ¿y qué elemento debía seguir al berilio? Sobre este particular no existía una opinión única, pues no se sabía con precisión la fórmula del óxido de berilio. Unos científicos consideraban que debía anotarse como BeO, y otros, como Be_2O_3. Mas en el primer caso el peso atómico del berilio tenía que ser igual a 9 (redondeado), y en el segundo, igual a 14. Por eso, el lugar del elemento en la serie resultaba indefinido. Si por ahora dejamos al berilio en paz, la ulterior disposición de los elementos había de ser como sigue:

B(11) C(12) N(14) O(16) F(19) Na(23) Mg(24) Al(27) Si(28) P(31) S(32) Cl(35)

Aquí los pesos atómicos se han redondeado hasta números enteros. ¿Y de qué manera dispuso Mendeléiev sus tarjetas con los elementos? Claro está que la primera ficha de Mendeléiev también llevaba apuntados el nombre, el peso atómico y las propiedades del hidrógeno.

La segunda tarjeta con el peso atómico y las propiedades del metal litio Mendeléiev la situó bajo la ficha del hidrógeno. En el tercer lugar, junto al litio, Mendeléiev colocó la ficha que llevaba escrito:



, y no


Este fue un paso atrevido ya que entre varios valores para el peso atómico del berilio Mendeléiev eligió uno bien definido. ¿Cuál fue la razón de que procedió así precisamente? La causa de ello residía en que tomó en consideración las particularidades de las propiedades químicas del berilio: éstas representaban un paso paulatino desde las propiedades del litio hacia las del boro.

La tarjeta del boro Mendeléiev la colocó en el cuarto lugar.

El quinto lugar lo ocupó el carbono; el sexto, el nitrógeno; en pos de éste iban el oxígeno y el flúor.

La novena ficha perteneciente al metal sodio fue situada bajo la segunda que tenía escritas las características químicas del metal litio.

Según el orden el siguiente lugar fue ocupado por el magnesio y tras éste se presentó el aluminio. Bajo el carbono resultó ser el silicio; bajo el oxígeno, el azufre, y bajo el flúor, el cloro.

He aquí cómo situó Mendeléiev sus fichas con los nombres y las propiedades de los elementos al principio

de su tabla:

H 1						
Li 7	Be 9	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19
Na 23	Mg 24	Al 27	Si 28	P 31	S 32	Cl 35

De este modo, en las columnas verticales resultaron encontrarse elementos químicamente parecidos. El metal litio es semejante al metal sodio: los dos son blandos, livianos, se cortan con el cuchillo y reaccionan enérgicamente con agua formando álcalis. El berilio y el magnesio también se parecen uno al otro. El flúor tiene mucho de común con el cloro: ambos forman con los metales compuestos muy parecidos. Y cada químico conoce que son similares entre sí las propiedades del oxígeno y del azufre.

En esta disposición se manifiesta con perfecta nitidez la periodicidad de las propiedades de los elementos. En los dos primeros períodos cortos de la tabla de Mendeléiev se alternan con regularidad los elementos de propiedades análogas. Con todo, ¿de qué manera construyó Mendeléiev estos períodos?

Desde luego, no tenía plena razón al afirmar que ubicó los elementos de acuerdo con su peso atómico.

De disponerlos, en efecto, según el orden creciente de los pesos atómicos que la ciencia conocía en aquella época, no habría sido posible descubrir ley periódica alguna ni siquiera en las primeras filas de la tabla. A lo mejor, sucedió una cosa contraria, a base de la ley periódica Mendeléiev estableció el peso atómico correcto del berilio.

Las indagaciones ulteriores confirmaron esta predicción.

En caso de partir de los pesos atómicos que se conocían a mediados del siglo XIX, habría sido necesario estructurar la prolongación de la serie de los elementos que iban tras el cloro de la siguiente manera:

K 39	Ca 40	V 51	Cr 52	Ti 52	Mn 55	Fe 56	Co 59
Ni 59	Cu 63	Zn 65	As 75	Se 78	Br 80		

El enigma del lugar vacante. Sin embargo, al seguir estructurando su tabla Mendeléiev dispuso las tarjetas de un modo completamente distinto. Bajo la tarjeta del sodio ubicó la del potasio muy parecido al primero, de modo que el potasio dio comienzo a una nueva serie. Y bajo el magnesio fue a parar el calcio semejante a este metal.

Como siguiente en el orden de crecimiento de los pesos atómicos debería de ir el vanadio, pero por el momento su ficha fue apartada y en su lugar Mendeléiev colocó una tarjeta vacía(¡!). Desde el punto de vista de un químico de aquella época éste fue un hecho incomprensible, sin justificación alguna. Cabía esperar que en pos de la tarjeta vacía iría la del vanadio. Empero, en vez del vanadio en el lugar siguiente apareció el titanio, elemento para el cual Mendeléiev se atrevió a cambiar el peso atómico desde 52 hasta 48 (¡!), sin que él mismo realizase investigaciones algunas y en oposición a aquello que conocían sobre el titanio los químicos de todo el mundo. Ahora, por fin, tras el titanio, se colocó la ficha del vanadio y tan sólo después de ésta aparecieron las tarjetas del cromo y del manganeso.

Al fin y al cabo, ¿cómo dispuso Mendeléiev sus tarjetas? Pues también en esta fila de la tabla ubicó los elementos en contra del orden creciente de los pesos atómicos conocidos en aquel entonces.

Antes de colocar la tarjeta del titanio en la tabla, Mendeléiev, en esencia, vaticinó el auténtico valor de su peso atómico, análogamente a como lo hizo para el berilio.

Este período en la tabla de Mendeléiev es largo. Tras el manganeso van el hierro (Fe), 56; el cobalto (Co), 59; el níquel (Ni), 59; después el cobre (Cu), 63, y el cinc (Zn), 65. No obstante, después del cinc el científico volvió a dejar en su tabla dos sitios vacantes, uno tras otro.

Luego siguieron las fichas con elementos bien conocidos: el arsénico, el selenio y el bromo; este último concluyó el período largo. Las tarjetas del arsénico, el selenio y el bromo resultaron en este caso bajo las de los elementos fósforo, azufre y cloro que cerraban el período corto anterior y guardaban parecido con los primeros.

H 1									
Li 7	Be 9	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19			
Na 23	Mg 24	Al 27	Si 28	P 31	S 32	Cl 35			
K 39	Ca 40	?	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe 56	Co 59	Ni 59
Cu 63	Zn 65	?	?	As 75	Se 78	Br 80			

Lo expuesto testimonia palmariamente que las cosas estaban muy lejos de ser tan simples como lo presentó el propio Mendeléiev. Los solos hechos, los hechos en sí, que conocían los químicos antes de Mendeléiev, por mucho que se los combinase, eran insuficientes como para descubrir una de las más grandes leyes de la naturaleza, la ley periódica.

Si se hubiera dispuesto los elementos conocidos para el año de 1869 según el orden creciente de sus pesos atómicos, sin haber corregido, al parecer arbitrariamente, los pesos atómicos de algunos elementos y sin dejar espacios libres, habría sido sumamente difícil, o incluso imposible en general, descubrir la existencia de periodicidad sujeta a una ley.

Había que no sólo tener presente la experiencia química acumulada en el curso de muchos siglos, sino que también poseer una fina intuición, así como una audacia científica para que —una vez concebida la regularidad periódica— proceder a corregir lo viejo y vaticinar lo nuevo.

El gran vaticinio. Entonces, ¿qué significan los sitios vacantes en la tabla de Mendeléiev?

¿Acaso son huecos en la naturaleza y por esta causa los químicos no encontraron elementos para las casillas vacías de la tabla? ¿O es que son lagunas en los conocimientos humanos sobre la naturaleza? Por ejemplo, ¿existe en la naturaleza un elemento cuyo peso atómico es mayor que el del calcio y menor que el del titanio y que, al mismo tiempo, recuerda por sus propiedades el boro y el aluminio?

Mendeléiev no tenía dudas al respecto. Cada sitio en la tabla corresponde a un elemento químico determinado que debe existir obligatoriamente.

Para el científico estaban llenos de profundísimo contenido tanto los lugares en que se disponían la fi-

chas con los nombres de los elementos, como las casillas de la tabla periódica que llevaban inscritos los símbolos de los elementos y sus pesos atómicos: definían la naturaleza de cada elemento, así como sus propiedades físicas y químicas y las propiedades de sus compuestos.

En 1871 en la revista de la Sociedad Química Rusa se publicó un extenso artículo de Mendeléiev titulado "Sistema natural de los elementos y su aplicación para definir las propiedades de los elementos no descubiertos". ¡Es poco probable que en la literatura científica mundial de cualquier época se haya publicado un artículo análogo! En este artículo Mendeléiev dio las características de tres elementos químicos nunca y por nadie vistos en el mundo y los describió además con tanta enjundia que, difícilmente, lo hubiera podido hacer uno u otro investigador el cual tuviera en sus manos los compuestos de estos elementos y dedicara largos años a su estudio en el laboratorio.

"Me decido a hacer esto en aras de que, aunque sea con el tiempo, cuando se haya descubierto uno de dichos cuerpos vaticinado por mí, tenga la posibilidad de asegurarme definitivamente yo mismo y convencer a otros químicos de lo justo de las hipótesis que constituyen los cimientos del sistema que yo he sugerido"—escribió Mendeléiev en este artículo.

¿Cuál es la vía que permite a la ley periódica describir lo ignoto? ¿De qué manera el lugar que ocupa el elemento en la tabla determina sus propiedades? La mejor forma para comprenderlo es intentar, imitando a Mendeléiev, comparar las propiedades del elemento de la casilla vacante con las propiedades de sus vecinos. Separamos de la tabla la parte que incluye los lugares vacíos y los elementos circundantes.

La casilla vacante entre el calcio y el titanio corresponde al comienzo del cuarto período.

Y dos lagunas vecinas entre el cinc (Zn) y el arsénico (As) se encuentran al final de este período.

Al elemento hipotético que debía ocupar el primer sitio vacante Mendeléiev dio el nombre de EKABORO. En la tabla va tras el calcio. El elemento que tenía que disponerse en el lugar vacío junto al cinc recibió el nombre de EKAALUMINIO, y el vecino a éste, el de EKASILICIO.

	II	III	IV	V
2	Be 9	B 11	C 12	N 14
3	Mg 24	Al 27	Si 28	P 31
4	Ca 40	?	Ti 48	V 51
	Zn 65	?	?	As 75
5	Sr 88	Y 89	Zr 91	Nb 94
	Cd 112	In 114	Sn 119	Sb 120

La laguna correspondiente al ekaboro se encuentra entre el calcio (peso atómico 40) y el titanio (peso atómico 48). Por consiguiente, el peso atómico del ekaboro debe ser próximo al valor medio:

$$\frac{40 + 48}{2} = 44$$

Con el oxígeno debe formar un óxido análogo por su composición a los óxidos de boro y aluminio: X_2O_3. El

ekaboro tiene que ser un metal ligero, ya que se halla entre dos metales livianos: el calcio y el titanio. La densidad relativa de los vecinos del ekaboro en la serie permite determinar también su densidad relativa. Para el calcio ésta es igual a 1,5 y para el titanio equivale a 4,5. Por eso, la densidad relativa del ekaboro debe constituir, aproximadamente:

$$\frac{1,5 + 4,5}{2} = 3,0$$

Las sales del ekaboro deben ser incoloras puesto que sus vecinos forman compuestos incoloros. Este metal no es volátil ya que tampoco lo son sus vecinos. Acusará propiedades básicas débiles pues son débiles las propiedades básicas del óxido de titanio. Este es el camino siguiendo por el cual pueden pronosticarse las propiedades químicas de un nuevo elemento, para todos desconocido y nunca visto por nadie.

Tratamos de caracterizar un elemento más cuyo sitio vacante se encuentra junto al cinc, o sea, el ekaaluminio.

Entre el cinc y el arsénico Mendeléiev dejó dos lagunas. El peso atómico del arsénico es de 75, y el del cinc, de 65. No es dificil entender que el ekaaluminio debe poseer el peso atómico cerca de 70. Se ubica en la tercera columna junto al metal cinc; en esta misma columna se encuentra el aluminio que también es un metal, además, el ekaaluminio debe parecer al anterior. Esto quiere decir que el ekaaluminio también será un metal.

Su densidad podríamos determinarla conociendo la densidad de los vecinos más próximos y teniendo tan sólo en cuenta que junto al ekaaluminio existe otro sitio vacío, el de ekasilicio. La densidad relativa del ekaaluminio debe ser próxima a 6,0.

Los compuestos de aluminio con cloro son volátiles a altas temperaturas, en consecuencia, un cloruro de ekaaluminio también debe ser volátil.

Citamos las palabras con las cuales Mendeléiev termina la descripción de las propiedades del ekaaluminio: "Es de esperar que será descubierto mediante investigaciones espectrales, análogamente a como fueron descubiertos el indio y el talio que le siguen...".

De este modo, Mendeléiev no sólo describió lo ignoto, sino también predijo cómo lo conocerían.

Crónica breve de los más importantes acontecimientos después del descubrimiento de la Magna Ley. Ahora damos a conocer cómo se desenvolvían los acontecimientos en el curso de dos años y medio después de haber sido descubierta la ley.

En septiembre de 1869 D. I. Mendeléiev demostró que los volúmenes atómicos de las sustancias simples eran una función periódica de los pesos atómicos y dentro de un mes, en octubre, descubrió la misma relación para la valencia superior de los elementos en los óxidos capaces de formar sales.

En verano de 1870 Mendeléiev consideró necesario cambiar los pesos atómicos, determinados equivocadamente, del indio, cerio, itrio, torio y uranio, modificando en relación con ello la disposición de estos elementos en el sistema. Así, el uranio resultó ser el último elemento en la serie natural y el más pesado elemento conforme a la magnitud de su peso atómico.

El 11 de diciembre Mendeléiev terminó el artículo "Sistema natural de los elementos y su aplicación para definir la propiedades de los elementos no descubiertos". Por primera vez dio a su sistema el nombre de natural y también por primera vez hizo uso del concepto "ley de la periodicidad". En abril de 1871 fue

ЕСТЕСТВЕННАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВЪ Д. МЕНДЕЛѢЕВА.

Высшій окисел, образующій соли	Группа I. R^2O	Группа II. R^2O^2 или RO	Группа III. R^2O^3	Группа IV. R^2O^4 или RO^2	Группа V. R^2O^5	Группа VI. R^2O^6 или RO^3	Группа VII. R^2O^7	Группа VIII (переходъ въ I) R^2O^8 или RO^4			
	H=1		—	RH^4	RH^3	RH^2	RH				
Типич. ряд	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19				
Рядъ 1	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5				
Рядъ 2	K=39	Ca=40	— 44=Eb?	Ti=48(50?)	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56	Co=59	Ni=59	Cu=63
Рядъ 3	Cu=63	Zn=65	— 68=El?	— 72=Es?	As=75	Se=78	Br=80				
Рядъ 4	Rb=85	Sr=87	— 88=Yt?	Zr=90	Nb=94	Mo=96	— 100	Ru=104	Rh=104	Pd=106	Ag=108
Рядъ 5	Ag=108	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125(?128?)	I=127				
Рядъ 6	Cs=133	Ba=137	?138=La?=Di?(144)	Ce=140(138?)	— 142	— 146	— 148	— 150	— 151	— 152	— 153
Рядъ 7	— 153	— 158	— 160	— 162	— 164	— 166	— 168				
Рядъ 8	— 175	— 177	?178=Er?(166)	?180=Di?=La(187)?	Ta=182	W=184	— 190	Os=193 (199?)	Ir=195 (198?)	Pt=197	Au=197
Рядъ 9	Au=197	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	— 210	— 212				
Рядъ 10	— 220	— 225	— 227	Th=231	— 233	U=240	— 245	— 246	— 248	— 249	— 250

Періодъ 1-й Періодъ 2-й Періодъ 3-й Періодъ 4-й Періодъ 5-й

Esta tabla fue publicada por Mendeléiev en una de las primeras ediciones de su manual "Fundamentos de Química" (1871). Tiene todavía gran número de sitios vacantes. Aún no están descubiertos el galio, el escandio y el germanio; falta el grupo cero.

En la tabla se han dejado lugares para los análogos no descubiertos del manganeso, yodo, telurio, cesio, bario y tantalio. Las numerosas rayas corresponden a los elementos hipotéticos de las tierras raras (entre el bario y el tantalio).

La mayoría de los elementos vaticinados por Mendeléiev fueron descubiertos en la realidad. Fíjense cuántos rasgos comunes tiene esta tabla con la representación moderna del sistema periódico.

por primera vez que llamó periódico su sistema: "...sería más correcto llamar mi sistema periódico ya que deriva de la ley periódica...". En julio de 1871 Mendeléiev finalizó el trabajo sobre su artículo principal consagrado a la Magna Ley. Este se tituló "La ley periódica de los elementos químicos". Al cabo de muchos años lo caracterizó del siguiente modo: "Es el mejor resumen de mis conceptos y consideraciones respecto a la periodicidad de los elementos...".

Aquí Mendeléiev por primera vez dio su formulación canónica de la ley periódica, que se sostuvo hasta que se echaron los cimientos físicos de esta ley: "Las propiedades de los elementos y, por esta causa, también las propiedades de los cuerpos simples y compuestos que forman, se encuentran en relación periódica con su peso atómico".

Como se justificaron los vaticinios de Mendeléiev. Pasó un poco más de un lustro y todo el mundo recorrió la noticia de que el joven científico espectroscopista francés, Lecoq de Boisbaudran, separó de un mineral encontrado en los Pirineos un nuevo elemento. A Boisbaudran le puso sobre la pista la débil raya violeta en el espectro del mineral la cual no se podía atribuir a ninguno de los elementos químicos conocidos. El científico dio al nuevo elemento el nombre de galio en honor a su patria que en la antigüedad se llamó Galia. El galio era un metal muy raro y a Boisbaudran le costó mucho trabajo extraerlo en una cantidad que poco superaba el tamaño de cabeza de alfiler. Sin embargo, el científico se mostró muy diestro, ingeniándoselas como para realizar con esta migaja numerosos experimentos interesantes, cuyo resultado fue una descripción pormenorizada de la densidad del galio, su temperatura de fusión, de sus compuestos oxigenados e incluso de las sales.

Cuál fue entonces el asombro de Boisbaudran cuando recibió por conducto de la Academia de Ciencias de París una carta con sello ruso comunicándole que en la característica de las propiedades del galio todo era cierto excepto la densidad: el galio no era 4,7 veces más pesado que el agua, como lo afirmó Boisbaudran, sino 5,9 veces.

¿Acaso era posible que alguien más ya hubiera descubierto el galio? Boisbaudran procedió a determinar nuevamente la densidad del galio sometiéndolo a una purificación aún más meticulosa. Y averiguó que se había equivocado, mientras que el autor de la carta —claro que éste fue Mendeléiev quien ni siquiera vio dicho metal— tenía razón: la densidad relativa del galio no era de 4,7 sino de 5,9.

Al cabo de otros cuatro años, en 1879, el químico sueco Lars Nilson encontró un nuevo elemento en la gadolinita, un mineral raro. A este elemento le dieron el nombre de escandio. Y cuando sus propiedades fueron estudiadas se puso de manifiesto, con evidencia absoluta, que no era otra cosa que el ekaboro conocido hacía mucho debido a las predicciones de Mendeléiev.

Y dentro de 17 años después del vaticinio de Mendeléiev, en 1886, el químico alemán Winkler también descubrió un nuevo elemento y lo llamó germanio.

Esta vez Mendeléiev no tuvo que señalar él mismo que el recién descubierto elemento también fue vaticinado por él con anterioridad. Winkler indicó que el germanio correspondía totalmente al ekasilicio de Mendeléiev. En su trabajo Winkler escribió: "Es poco probable que se pueda encontrar otra demostración tan impresionante del carácter verídico de la teoría de la periodicidad que el elemento el cual se acabó de descubrir. No es simplemente la confirmación de una teoría audaz; aquí se hace patente amplificación de los

horizontes de la química, un poderoso avance en la esfera del conocimiento".

Winkler no buscó el germanio basándose en las señas publicadas por Mendeléiev. Tropezó con aquél casualmente. Resultaba como si se llevara la cuenta de los elementos químicos todavía no descubiertos: eran tantos como casillas libres hubo en la tabla periódica de Mendeléiev. Las señas de cada uno de ellos eran más o menos conocidas y hasta se podía pronosticar de antemano en qué minerales había que buscarlos y qué procedimientos químicos era conveniente emplear para extraer estos elementos de los minerales que los recataban.

El propio Mendeléiev presagió la existencia en la naturaleza de más de diez nuevos elementos que nadie conocía. Y para una decena de elementos adivinó los pesos atómicos correctos. Todas las subsiguientes búsquedas de los nuevos elementos en la naturaleza los investigadores las llevaron a cabo guiándose por la ley periódica y el sistema periódico. Esta ley y este sistema no sólo ayudaron a los científicos en su busca de la verdad sino que también contribuyeron a corregir los errores y concepciones equivocadas en la ciencia.

El arduo camino de la ley periódica

Se justificaron brillantemente los vaticinios de Mendeléiev, habiéndose descubierto tres nuevos elementos: el galio, el escandio y el germanio. Se reveló el enigma del berilio que tanto tiempo martirizó a los científicos. Por fin fue determinado con precisión el peso atómico de este elemento y se confirmó de una vez para siempre su lugar junto al litio. Para los años 90 del siglo XIX,

según las palabras de Mendeléiev, "la ley periódica se afirmó". En los manuales de química de diferentes países se empezó ya, sin reserva, a incluir el sistema periódico de Mendeléiev.

El gran descubrimiento iba granjeándose el reconocimiento general.

No obstante, el sistema de los elementos encerraba demasiados enigmas, demasiados problemas incomprensibles y confusos. Cual esfinge química planteaba ante los científicos una cuestión tras otra, que no tenían respuesta.

¿Cuántos elementos en total debe contener el sistema periódico? ¿Es que existen elementos más ligeros que el hidrógeno y más pesados que el uranio, o elementos dispuestos entre el hidrógeno y el litio? ¿Por qué no se han llenado todavía las lagunas que corresponden a algunos de los elementos presagiados por Mendeléiev? O bien fijámonos en la zona misteriosa de las tierras raras que se ubicó en el centro de la tabla: ¿cuántas son? No hubo año sin que se anunciase el descubrimiento de varios elementos nuevos de las tierras raras sólo para averiguar después que los investigadores incurrieron en un error.

Lo expuesto permite ver al lector cuántos interrogantes planteó ante los científicos el sistema periódico.

¡Y las respuestas no las hubo!

No las hubo porque quedaba sin esclarecer lo principal: ¿en qué reside la profunda causa física del cambio periódico de las propiedades de los elementos? No lo sabía nadie. Existían solamente vagas conjeturas de que las propiedades de los elementos pueden guardar relación con la estructura de sus átomos. Pero en cuanto a la estructura de los átomos, esto tampoco lo sabía persona alguna.

Además, el peso atómico, el pilar al parecer inconmovible de la ley periódica, a veces fallaba. Por ejemplo, el peso atómico del telurio era mayor que el del yodo. Sin embargo, de acuerdo con su naturaleza química el telurio debía anteceder al yodo, de otro modo se infringía rudamente la armonía del sistema. La misma anomalía se observaba en la pareja cobalto-níquel. Y el porqué del asunto tampoco tenía explicación.

En unas ocasiones, los destinos de los grandes descubrimientos resultan muy difíciles. Tropiezan en su camino con graves pruebas que, a veces, hasta ponen en tela de juicio lo verídico del descubrimiento. Así sucedió con el sistema periódico de los elementos.

La gran prueba por la que pasó el sistema periódico. El 26 de octubre de 1868 en la sesión de la Academia de Ciencias de París se leyeron una tras otra dos cartas. Una llegó de la India, del astrónomo francés Janssen, y la otra de Inglaterra, siendo su remitente el astrónomo inglés Lockyer. Ambos comunicaron que descubrieron (independientemente uno del otro) en el espectro de las protuberancias del Sol una raya amarilla que no podía pertenecer a ninguno de los elementos quíinicos existentes en el globo terráqueo. Se llegó a la conclusión de que la nueva raya del espectro pertenecía a cierto elemento especial, "celeste". Lo bautizaron con el nombre de helio, o sea, con el nombre que los antiguos griegos daban al Sol.

Al pasar un cuarto de siglo después del descubrimiento del helio en el Sol el famoso físico inglés Rayleigh se fijó en un hecho muy extraño: la densidad del nitrógeno puro extraído a partir del aire superaba la del mismo nitrógeno obtenido a partir de cualquier compuesto nitrogenado. La diferencia era

ínfima, constituyendo nada más que unas milésimas partes de gramo por litro, sin embargo sí que existía.

Rayleigh informó sobre este fenómeno escribiendo una carta a la revista "Nature". Preguntó si alguien de los lectores podía explicar por qué el nitrógeno "aéreo" era más pesado. Empero, no obtuvo respuesta. Entonces Rayleigh se dirigió a su amigo, el conocido químico inglés Ramsay, y los dos decidieron no abandonar sus respectivos laboratorios mientras no se hubiera revelado el enigma.

Trabajaron empleando métodos distintos y hallaron por fin que el aire ordinario contenía cierta impureza, que era, además, perceptible: cada litro de aire contenía cerca de 10 cm^3 de un gas todavía desconocido. Le dieron el nombre de argón. Este sí que era un gas extraño. Los químicos no conocían sustancias semejantes. No hubo medio que le forzase a entrar en reacciones químicas. Precisamente esta propiedad fue reflejada en su nombre: traducido del griego "argón" significa "perezoso".

El argón resultó ser un nuevo elemento químico. Ramsay se enteró de que el geólogo y químico

H 1	He 4	Li 7
F 19	? 20	Na 23
Cl 35,5	Ar 38	K 39
Br 80	? 82	Rb 85
J 127	? 128	Cs 133

Así, basándose en el sistema periódico, Ramsay predijo los gases nobles. En esencia, procedía de la misma manera que Mendeléiev al vaticinar el galio, el germanio y el escandio. Todos los sitios vacantes pronto fueron ocupados por los elementos recién descubiertos: el neón, el criptón y el xenón. Los pesos atómicos en las tarjetas son aproximados.

W. Hillebrand observó minerales (que contenían uranio o torio) que, al calentarlos, desprendían cierto gas incombustible. Ramsay decidió comprobar si no era argón.

Pero el gas que emanaba del mineral cleveíta no fue argón. Su espectro fue absolutamente otro, distinto del espectro del argón ya estudiado. Ramsay le dio el nombre de "criptón" (secreto) y envió un tubo de ensayo soldado lleno de este gas a Crookes, químico y físico inglés y uno de los más experimentados espectroscopistas.

En respuesta recibió el siguiente telegrama: "El criptón es el helio. Venga y lo verá. Crookes". De este modo resultó descubierto en la Tierra el gas que hacía un cuarto de siglo fue encontrado en el Sol. Después del hidrógeno el helio es el gas más ligero.

Empero, la ley periódica no tenía prevista la existencia de tales elementos químicos como el helio y el argón. Para éstos en el sistema periódico faltaban casillas vacantes. Entonces, ¿dónde alojar a los nuevos inquilinos? Los escépticos volvieron a recobrar el ánimo y otra vez resonaron las voces de aquellos quienes dudaban del sistema periódico y de la ley periódica. Mas esta temporada no fue larga.

En 1897 Ramsay hizo un informe cuyo título decía: "Un gas todavía no descubierto". Refería en este informe: "Siguiendo el ejemplo de Mendeléiev, nuestro maestro, describí en la medida de lo posible las relaciones, esperadas y supuestas, del elemento gaseoso que debería llenar la laguna entre el helio y el argón".

El neón descubierto en 1898 (traducido del griego significa "nuevo") resultó ser precisamente aquel elemento gaseoso. Luego, en un breve lapso, Ramsay y su colaborador A. Travers hallaron en la atmósfera terrestre dos elementos más: el criptón (secreto) y el xenón (ajeno).

En un breve plaso fueron encontrados cinco elementos nuevos, y todos muy extraños y esotéricos. No lo fueron por ser gaseosos. El nitrógeno, el oxígeno y el hidrógeno también eran gases, pero este hecho no extrañaba a nadie. Mientras tanto, los cinco gases nuevos parecían carecer, en general, de propiedades químicas. Por mucho que se esforzaran los científicos, no podían obligar a gelio, argón y sus acompañantes a que entrasen en interacción química con otros elementos. Esta fue la razón por la cual a los nuevos elementos se les fijó el nombre común de gases inertes o nobles.

Se puso al orden del día la cuestión sobre su lugar en el sistema periódico. Pero no se encontraba sitio adecuado alguno, pues ningún grupo de la tabla de los elementos tenía plazas vacantes. Además, incluso en el caso de hallar alguna, no hubieran correspondido por sus propiedades. O más exactamente, a falta de propiedades químicas.

¿Quería decir esto que en la Tierra existen elementos para los cuales no se encuentre lugar en el sistema periódico? Entonces, ¿tiene algún valor la clasificación, si deja fuera de sus márgenes ni más ni menos que cinco elementos? Y la base de la clasificación es la ley periódica.

Por consiguiente, la ley resulta inexacta e incompleta.

Aproximadamente así razonaban aquellos científicos que veían en los gases inertes una "mina" capaz de hacer saltar la armoniosa armazón del sistema periódico. A su modo tenían razón.

Sin embargo, el sistema periódico añadió a sus numerosos méritos uno más: la flexibilidad. En febrero de 1900 en Berlín se encontraron Mendeléiev y Ramsay, dos hombres interesados más que otra persona cualquiera en resolver el problema sobre el lugar que debían ocupar los gases inertes. Los

científicos propusieron una solución que resultó, además, extraordinariamente sencilla: disponer los gases inertes en el sistema entre los halógenos y los metales alcalinos de manera que formen un grupo individual, grupo cero.

Esta resolución no perjudicó en modo alguno la estructura del sistema periódico: éste, al contrario, devino todavía más consumado y armonioso. La primera prueba fue salvada felizmente.

No obstante, no se podía arreglar el asunto sin que se agregase una gota de acíbar: el peso atómico del argón resultó ser mayor que el del potasio. En una palabra, se tuvo el mismo "desorden" que en el caso del telurio y yodo y del cobalto y níquel.

Un intermedio pequeño, pero importante. La historia de la ciencia conoce numerosas coincidencias curiosas y sorprendentes. Y aquella a la cual nos referimos ahora es de singular interés: justamente al cabo de 27 años después de que Mendeléiev esbozó el "Ensayo de un sistema de los elementos...", el mismo día de 1 de marzo, pero en el año 1896, el físico francés A. Becquerel descubrió el fenómeno de la radiactividad. Este consistía en que los minerales de uranio emitían rayos invisibles capaces de penetrar a través de cuerpos opacos y accionar sobre placas fotográficas.

Pronto se averiguó que precisamente el uranio manifestaba la propiedad de irradiar: luego, la misma cualidad la acusó el torio. Un numeroso grupo de investigadores se incorporó al estudio del nuevo fenómeno. Figuraron entre ellos los esposos M. y P. Curie y el científico inglés E. Rutherford. Sus trabajos colocaron los cimientos de la teoría de la radiactividad.

Desde entonces, dos grandes descubrimientos del siglo XIX —la ley periódica y la radiactividad— empeza-

ron a desarrollarse paralelamente, poniéndose, con frecuencia, en contacto. Y en los puntos de su contacto surgían y siguen surgiendo hipótesis y descubrimientos maravillosos cuyo influjo sobre el conocimiento por el hombre de la estructura y las propiedades de la materia fue enorme.

Una prueba más para el sistema periódico. Todo comenzó con el descubrimiento que hizo María Curie: resultó que la radiactividad de algunos minerales de uranio era más intensa que la del propio uranio. Germinó la idea de que esta actividad era debida a unos elementos radiactivos nuevos todavía desconocidos. Los esposos Curie emprendieron su búsqueda. Lograron conseguir varias toneladas de desechos de transformación de una mena de uranio. Durante varios meses estuvieron elaborando esta mole de material. Y su labor sin precedente y verdaderamente heroica trajo brillantes frutos. En julio de 1898 los científicos anunciaron el descubrimiento del polonio (recibió su nombre en honor a Polonia, patria de María Curie), y en diciembre, del radio (del latín "radius", o sea, rayo), es decir, de dos nuevos elementos radiactivos. Un año más tarde el colaborador de Curie, A. Debierne, encontró el actinio: otra sustancia radiactiva nueva.

No es casual que empleáramos la palabra "sustancia". Los descubrimientos antes mencionados de los nuevos elementos eran insólitos. Por ejemplo, cuando Lecoq de Boisbaudran descubrió el galio, pronto disponía ya de tal cantidad de sus compuestos que era posible pesarlos en una balanza no muy sensible.

Mientras tanto, los descubrimientos del polonio, radio y actinio fueron efectuados por vía indirecta. Como resultado de prolongadas operaciones químicas

se lograba concentrar sustancia con alto grado de radiactividad. Después de medir esta última se sacaba la conclusión de que, al parecer, se había descubierto algo nuevo. Sin embargo, no se podía dar respuesta unívoca a la pregunta de si dicha sustancia respresentaba el compuesto de un solo elemento radiactivo o de varios. Además, estos elementos se contenían en cantidades apenas perceptibles.

Con el fin de estudiar estos elementos los químicos tenían que cambiar su acostumbrado modo de obrar. Era necesario que aprendiesen a trabajar con cantidades tales de elementos radiactivos que se medían en partes ínfimas de miligramo y que supieran juzgar sobre el curso de las operaciones químicas y controlarlo midiendo la intensidad de las emisiones radiactivas. Así nació una nueva ciencia, la radioquímica.

Solamente la intuición genial y las capacidades extraordinarias de experimentadores permitieron a los esposos Curie conjeturar que el polonio debía ser análogo del telurio, y el radio, análogo del bario. Sin embargo, para demostrar esta hipótesis se necesitaron varios años de meticulosas investigaciones multilaterales. Por ejemplo, ¡cuánto trabajo costó determinar correctamente el peso atómico del radio! Para estos dos elementos nuevos Mendeléiev también tenía previsto sitios en la tabla periódica: el radio ocupó el lugar del ekabario, y el polonio fue vaticinado con el nombre de dwitelurio.

El actinio, por el contrario, durante mucho tiempo no pudo hallar en la tabla un asilo fijo: tan disimulado y antojoso se mostró este elemento.

Como ya conoce el lector, Mendeléiev dejó al final del sexto período y al principio del séptimo del sistema de los elementos varias casillas libres: cinco entre el bismuto y el torio y una entre el torio y el uranio. Para

los tres elementos radiactivos nuevos el espacio era completamente suficiente.

El año de 1900 ofreció una sorpresa: tres sustancias radiactivas gaseosas. Resultó que al colocar en recipientes cerrados preparados que contenían radio, torio o actinio y, al succionar luego, dentro de algún lapso el aire del recipiente, junto con él abandonaban el recipiente los desconocidos radiactivos. A éstos se dio el nombre de emanaciones: emanación del radio, emanación del torio y emanación del actinio. Después sus nombres se abreviaron convirtiéndose en radón, torón y actinón.

¿Eran éstos tres nuevos elementos radiactivos independientes, análogamente a como se distinguían el torio y el uranio, el polonio y el radio? Además, hablando con propiedad, ¿de dónde provenían, dónde tenían su origen estas tres emanaciones enigmáticas?

Las respuestas a estas preguntas, que los científicos lograron encontrar, eran de trascendencia verdaderamente histórica tanto para el ulterior destino de la ley de la periodicidad, como para todo el sucesivo desarrollo de la teoría de la radiactividad.

Era imposible separar entre sí, por vía química, estas tres emanaciones: parecía como si el radón, el torón y el actinón tuvieran idéntico semblante. Por consiguiente, a lo mejor sería erróneo colocarlos en diferentes casillas del sistema periódico, aunque, como se averiguó más tarde, se distinguían por sus pesos atómicos. Las propiedades de las tres emanaciones accesibles a la valoración y estudio resultaron ser tales que se podría considerarlas como análogos pesados de los gases inertes. Como "ekaxenones".

De este modo, si el radón, el torón y el actinón son elementos químicos, entonces, en primer lugar, son químicamente inertes, en segundo lugar, de hacer un intento para alojarlos en la tabla de Mendeléiev se

tropieza con que en ésta existe una sola casilla vacía destinada para el gas inerte más pesado.

Ahora ante la ley periódica surgen dos interrogantes difíciles: 1) de qué forma se puede explicar que los elementos distintos en cuanto a sus pesos atómicos son absolutamente indistinguibles por sus propiedades; 2) si el principio más importante del sistema es: "cada elemento a su sitio", ¿cómo proceder en el caso de que a un sitio único pretendan a la vez tres elementos?

En la primera década de nuestro siglo estos interrogantes, agudizándose de año en año, se cernían como la espada de Damocles sobre el sistema periódico de Mendeléiev.

El problema del origen de las emanaciones era no menos agudo. Se creaba la impresión de que estas emanaciones aparecían de la nada.

Los científicos ingleses E. Rutherford y F. Soddy llegaron a la conclusión de que la desintegración radiactiva venía acompañada de transmutación de los elementos químicos. De un elemento nacía otro. En consecuencia, se derrumbó el concepto del átomo como una partícula de materia indivisible e invariable.

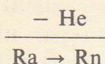
Los científicos demostraron que la radiactividad era una propiedad del átomo. Al desintegrarse, el átomo radiactivo podía emitir dos tipos de rayos que representaban un flujo de partículas materiales designadas con las letras griegas α (alfa) y β (beta). Resultó que las partículas alfa eran iones positivos de dos cargas del helio, y las partículas beta no eran otra cosa que electrones. Por cuanto la masa de las partículas alfa era bastante grande (el peso atómico del helio es igual, aproximadamente, a 4), el átomo radiactivo, al perder esta partícula, no podía quedarse tal como estaba. Debía transformarse en átomo de un elemento más ligero cuyo peso atómico fuese menor en 4 unidades.

Періодическая система элементовъ по группамъ и рядамъ.

Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ:								
	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	—	Водородъ H 1,008	—	—	—	—	—	—	
2	Гелій He 4,0	Литій Li 7,03	Берилій Be 9,1	Боръ B 11,0	Углеродъ C 12,0	Азотъ N 14,01	Кислородъ O 16,00	Фторъ F 19,0	
3	Неонъ Ne 19,9	Натрій Na 23,05	Магній Mg 24,36	Алюминій Al 27,1	Кремній Si 28,2	Фосфоръ P 31,0	Сѣра S 32,06	Хлоръ Cl 35,45	
4	Аргонъ Ar 38	Калій K 39,15	Кальцій Ca 40,1	Скандій Sc 44,1	Титанъ Ti 48,1	Ванадій V 51,2	Хромъ Cr 52,1	Марганецъ Mn 55,0	Желѣзо Fe 55,9 Кобальтъ Co 59 Никель Ni 59 (Cu)
5		Мѣдь Cu 63,6	Цинкъ Zn 65,4	Галлій Ga 70,0	Германій Ge 72,5	Мышьякъ As 75	Селенъ Se 79,2	Бромъ Br 79,95	
6	Криптонъ Kr 81,8	Рубидій Rb 85,5	Стронцій Sr 87,6	Иттрій Y 89,0	Цирконій Zr 90,6	Ніобій Nb 94,0	Молибденъ Mo 96,0	—	Рутеній Ru 101,7 Родій Rh 103,0 Палладій Pd 106,5 (Ag)
7		Серебро Ag 107,93	Кадмій Cd 112,4	Индій Jn 115,0	Олово Sn 119,0	Сурьма Sb 120,2	Теллуръ Te 127	Іодъ J 127	
8	Ксенонъ Xe 128	Цезій Cs 132,9	Барій Ba 137,4	Лантанъ La 138,9	Церій Ce 140,2	—	—	—	— — —
9		—	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	—	Иттербій Yb 173	—	Танталъ Ta 183	Вольфрамъ W 184	—	Осмій Os 191 Иридій Jr 193 Платина Pt 194,8 (Au)
11		Золото Au 197,2	Ртуть Hg 200,0	Таллій Tl 204,1	Свинецъ Pb 206,9	Висмутъ Bi 208,5	—	—	
12	—	—	Радій Rd 225	—	Торій Th 232,5	—	Уранъ U 238,5		
Высшіе солеобразные окислы:	R	R^2O	RO	R^2O^3	RO^2	R^2O^5	RO^3	R^2O^7	RO^4
Высшія газообразныя водородныя соединенія:					RH^4	RH^3	RH^2	RH	

Д. Менделѣевъ.
1869—1905.

Precisamente de este modo nacían las emanaciones. He aquí, por ejemplo, el proceso de "nacimiento" del radón:



Basándose en esta cadena de transformación de los elementos, primera entre los estudiados en la historia, Rutherford y Soddy crearon en 1902 la teoría de la desintegración radiactiva cuyo fundamento era la hipótesis sobre la transmutación de los elementos. Un año más tarde Soddy y Ramsay demostraron la presencia del helio junto con el radón sobre un preparado del radio.

Así se explicó de dónde provenían las emanaciones. Se perfilaba vagamente una conjetura: todos los elementos radiactivos en cierto modo están relacionados entre sí. Es verdad que hubo algunos motivos no muy seguros para suponer que podían existir tres series independientes de transmutaciones radiactivas que se iniciaban, respectivamente, con uranio, actinio y torio y finalizaban el plomo no radiactivo. La verdad es que para hacer conclusiones

⟵

Este sistema periódico fue insertado en la octava edición de los "Fundamentos de Química" publicada en 1906 y que resultó ser la última durante la vida del autor. Este sistema tiene mucho menos casillas vacías. En él ya ocuparon sus lugares el galio, el escandio y el germanio vaticinados por Mendeléiev, así como el radio también presagiado por Mendeléiev y descrito por él con el nombre de ekabario. Se conocen ya los gases nobles que hallaron sus sitios en la tabla en el nuevo grupo, grupo cero. Sin embargo, todavía son insuficientemente estudiadas las tierras raras y su posición en la tabla por el momento no está definida.

más rigurosas faltaban sustancias intermedias. Empero, éstas no se hicieron esperar mucho tiempo.

En años contados los científicos descubrieron diez, veinte, treinta nuevas sustancias radiactivas. Parecía como si se disparara con metralla contra el sistema periódico el cual, enfrentado con estos hechos amenazantes, representaba un blanco poco protegido.

Estos "radioelementos" (hemos puesto la palabra "radioelementos" entre comillas, ya que los científicos se perdían en conjeturas si eran elementos químicos auténticos o bien alguna forma intermedia de la materia) brotaban en tal cantidad que no tenía sentido inventar para ellos denominaciones especiales. En este caso se estableció otra nomenclatura. Hubo grupo de productos *X*: uranio *X*, torio *X*; también existían radio *A*, radio *B* y radio *C*; además se tenían el radioactinio y el radiotorio. La conveniencia de esta nomenclatura consistía en que daba la posibilidad de determinar inmediatamente la pertenencia de tal o cual "radioelemento" a una serie definida de transmutaciones radiactivas.

Poco a poco todos los "radioelementos" encontraban su lugar en una u otra familia radiactiva: la del torio, la del uranio o la del actinio. Estas familias representaban una especie de clasificación de los "radioelementos".

Sin embargo, ¿cómo se podía lograr que estas familias fuesen compatibles con la estructura del sistema periódico de Mendeléiev?

Los investigadores ya tropezaron varias veces con el hecho de que los "radioelementos" eran absolutamente indistinguibles desde el punto de vista químico. Varios conjuntos de los "radioelementos" que tenían notable diferencia en los pesos atómicos, no se podían discernir, de ningún modo, por sus propiedades, excepto las radiactivas. Así se presentaban las cosas en un polo.

Y en el otro se observaba con frecuencia que los "radioelementos" tenían pesos atómicos iguales, pero nada de común en cuanto a sus propiedades.

Esta polaridad debía conciliarse de algùn modo con la ley pariódica y el sistema periódico, si no...

Si no hubo que reconocer que "la totalidad de estos hechos abrió una vasta brecha en el principio que Mendeléiev colocó como fundamento de su sistema"; tales fueron las palabras del conocido químico francés G. Urbain.

O bien consentir que "el sistema periódico, estrictamente hablando, no abarca todos los elementos conocidos", como observó otro científico no menos conocido, el químico alemán W. Tilden.

Y el sistema periódico tuvo que arrostrar tan terrible prueba.

Ahora veremos cómo la resistió.

Al fin y al cabo, ¿cómo está estructurado el átomo?

Cuando en 1897 el inglés J. Thomson e, independientemente de éste, el alemán E. Wiechert, descubrieron el electrón, los científicos de diferentes países, inmediatamente, se apresuraron a utilizarlo para explicar la estructura del átomo. Sin embargo, había que enfrentarse con un lío: es que los electrones llevan una carga negativa, mientras tanto, el átomo en su conjunto es una partícula material sin carga. Entonces, ¿en qué radica el secreto y cómo está estructurado el "contrapeso" positivo de los electrones?

Este portador de la carga positiva era el punto flaco de los modelos de los átomos que aparecieron en la primera década de nuestro siglo.

Entre tanto, E. Rutherford en su laboratorio estaba estudiando tenazmente la naturaleza y el comportamiento de las partículas alfa. Fue el primero

en demostrar que la partícula alfa no era otra cosa que el ion de helio con dos cargas.

A Rutherford le interesaba sobremanera cómo se comportaban las partículas alfa al chocar contra diferentes materiales, por ejemplo, contra finas placas metálicas.

En febrero de 1909 sus discípulos H. Geiger y E. Marsden observaron un extraño fenómeno. Bombardeaban con partículas alfa unas láminas de oro. La mayoría de las partículas se comportaba tal como se podía suponer de acuerdo con la teoría: se dispersaban bajo ángulos determinados. Mas algunas partículas rebotaban como si hubieran dado contra un obstáculo macizo.

Geiger y Marsden consideraron este fenómeno como error de observación. No obstante, por mucho que se esforzaran en eliminarlo, más seguros se ponían de que sobre un error no era ni hablar.

No era menor la sorpresa de Rutherford que la de sus descípulos. Al cabo de muchos años recordó: "Se puede decir que este hecho fue el más fantástico... en mi vida. Fue casi tan inverosímil como si uno hubiera disparado contra un pedazo de papel de fumar empleando un proyectil de 15 pulgadas de calibre y dicho proyectil hubiera regresado acertándole".

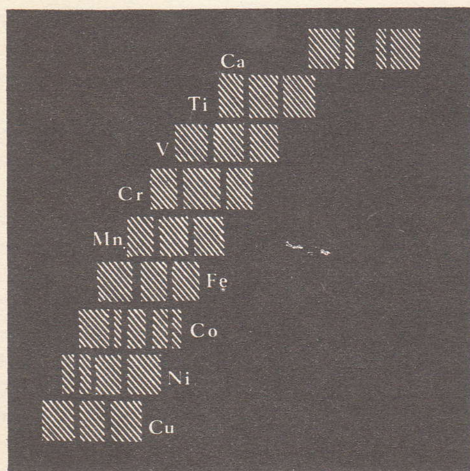
Si la partícula alfa que llevaba carga positiva al tropezar con "algo" rebotaba como pelota de tenis chocando contra la pared, esto significaba que el "algo" debía, primero, también llevar una gran carga positiva y, segundo, poseer una gran masa. Es decir, no debía ser otra cosa (en ello consistía precisamente la osada suposición de Rutherford) que el núcleo del átomo.

De este modo nació el modelo nuclear, o planetario, del átomo; la idea de Rutherford consistía en que en el centro del átomo estaba dispuesto su masico núcleo cargado positivamente y alrededor de éste, al igual que

los planetas en torno al Sol, se movían por las órbitas los electrones. En mayo de 1911 Rutherford publicó un artículo en el cual con claridad, y argumentándola, expuso su idea.

Pero, ¿a qué son iguales, numéricamente, las cargas de los núcleos de los átomos de diferentes elementos? Los experimentos y los cálculos han demostrado que para los elementos livianos esta cifra es igual, aproximadamente, a la mitad del peso atómico. En cambio, para los elementos del centro y del final del sistema periódico esta correlación no se confirmó.

En 1913 el científico holandés A. Van den Brock, cuyo nombre pocos lo conocían, sugirió que la carga nuclear del átomo de cualquier elemento es igual



Este documento también tiene gran significación para la historia de la teoría de la periodicidad.
En la foto se ve claramente que las líneas de los espectros de los rayos X al pasar de un elemento al siguiente inmediato se desplazan conforme a una ley.

numéricamente al número atómico del elemento en el sistema periódico.

Al repasar la historia de la ley periódica se ve que esta conjetura intuitiva devino una de las más geniales y de mayor trascendencia para el desarrollo ulterior de esta ley. Casi inmediatamente fue obtenida su demostración experimental. Esta demostración la halló el joven físico inglés G. Moseley quien en la plenitud de sus fuerzas y talento pereció durante la primera guerra mundial. En el mismo año de 1913, Moseley, al estudiar los espectros de rayos X de los elementos, demostró que la longitud de onda de la radiación característica de los rayos X varía con regularidad al pasar de un elemento a su vecino inmediato, es decir, depende del número atómico del elemento.

Al medir la longitud de onda se podía calcular el número atómico. Y este número, en efecto, resultaba igual a la magnitud de la carga positiva del núcleo atómico del elemento.

Todos estos descubrimientos significaban que la ley periódica obtuvo ya una fundamentación física en un nivel nuevo y más alto del saber. La definición de la ley sonó de otra forma: las propiedades de los elementos y de sus compuestos son función periódica de la magnitud de las cargas nucleares de sus átomos. Se sentaron como la base de la ley periódica no los valores de los pesos atómicos —los cuales aunque en general incrementaron al pasar de un elemento a otro, lo hacían sin subordinarse a una ley explícita—, sino los valores numéricos enteros de las cargas de los núcleos. Eran valores numéricos enteros que al pasar de elemento a elemento variaban exactamente en una unidad.

En consecuencia, ahora se podía decir con toda certidumbre que el sistema periódico empezando por el hidrógeno (número atómico $Z = 1$) y terminando por

el uranio ($Z = 92$) debía contener 92 elementos. Ni más ni menos.

En consecuencia, ahora los científicos podían afirmar con meridiana claridad cuáles elementos, precisamente, no fueron descubiertos todavía.

Fueron los elementos con los siguientes números atómicos: 43 y 75 (análogos del manganeso vaticinados por Mendeléiev); 61 (el misterioso elemento de las tierras raras cuyo lugar se encontraba entre el neodimio y el samario); 72 (análogo del circonio cuya existencia Mendeléiev también la había previsto).

Todavía no nos hemos referido a otros tres elementos cuyos números atómicos eran 85, 87 y 91. Los tres pertenecen a la "región radiactiva" del sistema periódico. Y al discutir esta región nos hemos detenido en que en ella se han acumulado enigmas que el sistema periódico se vio incapaz de explicar.

Efectivamente, ¿cómo era posible conformar con la estructura del sistema periódico la inesperada abundancia de los "radioelementos"? ¿Cómo alojarlos en el número limitado de sus casillas? Y, por fin, ¿qué son los propios "radioelementos"?

La ley del desplazamiento radiactivo y los isótopos. He aquí lo que los científicos conocían con seguridad para el año de 1913.

Todos los "radioelementos" se agrupan en tres familias: la del torio (cuyo "progenitor" era el torio y los pesos atómicos de la totalidad de los radioelementos que la integraban estaban sujetos a la fórmula $4n$); la del uranio (el "progenitor" era el uranio y la fórmula de los pesos atómicos constituía $4n + 2$) y la del actinio (actinio, $4n + 3$), teniendo en cuenta que en estas fórmulas n es un número entero. Naturalmente que en algunas particularidades hubo desavenencias y dudas, pero, en general, los científicos

sabían firmemente que la transmutación gradual de los elementos radiactivos en plomo estable tenía lugar como resultado de transformaciones consecutivas alfa y beta.

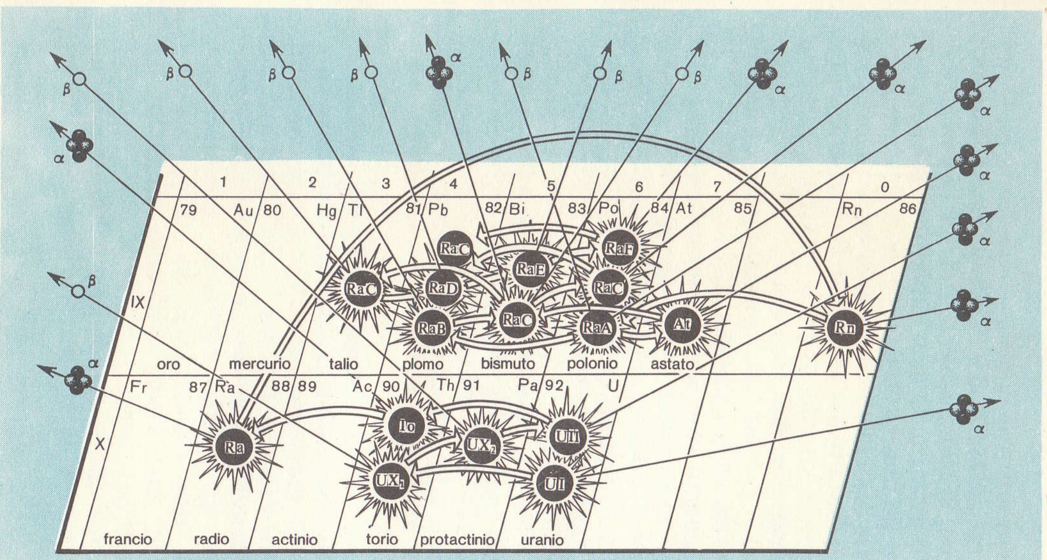
Los científicos estaban enterados también de cómo variaba la naturaleza química del elemento cuando éste pasaba por la desintegración alfa o beta.

En la desintegración alfa el átomo pierde dos cargas positivas y cuatro unidades de masa. Ya en 1910 Soddy expuso la idea de que el elemento formado a resultas de la desintegración alfa se desplaza en el sistema periódico en dos grupos a la izquierda respecto al elemento inicial. Por ejemplo, el radio (segundo grupo) se transforma en radón (grupo cero).

En cuanto a la desintegración beta, las cosas estaban más complicadas. Se trata de que la masa del átomo en este caso prácticamente no variaba (se conocía que la masa del electrón constituye, aproximadamente 1/1840 de la masa del átomo de hidrógeno). En cambio, debía incrementar en una unidad la carga positiva del átomo, ya que el electrón llevaba consigo una unidad de carga negativa. Mientras los científicos no tenían una idea clara acerca de a qué corresponde la carga positiva, sólo por vía indirecta podían apreciar adonde se desplaza el elemento resultante de la desintegración beta. Se aclaró que en este caso se desplaza en el sistema periódico en un lugar hacia la derecha.

En 1913 estas observaciones fueron sintetizadas por F. Soddy y el científico polaco Fajans; ellos precisamente formularon la ley del desplazamiento radiactivo: en la desintegración alfa el elemento radiactivo se transforma en elemento apartado del inicial en dos lugares del sistema periódico a la izquierda, mientras que en la desintegración beta, en un lugar a la derecha.

Sin embargo, los científicos conocían también otros



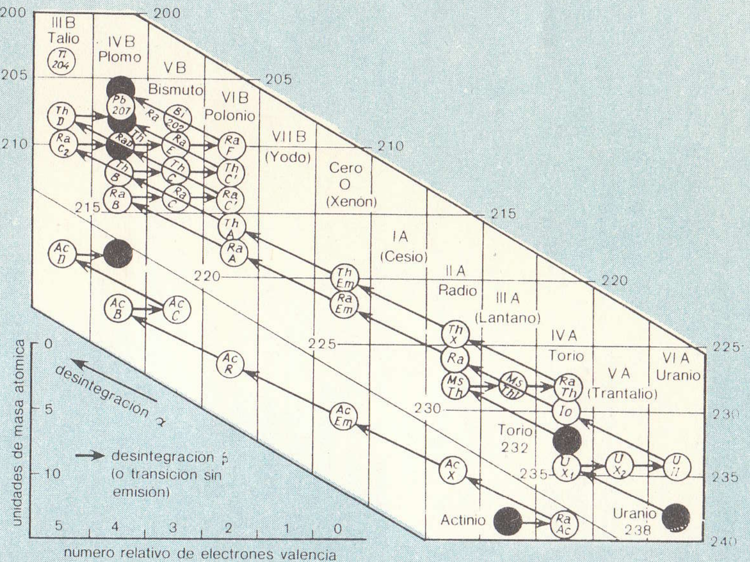
Es necesario seguir con atención el viaje de los descendientes del uranio por el sistema periódico. En cada desintegración β^- ellos cambian su carga, y en cada desintegración α varía también su masa. Entonces, qué es lo que determina las propiedades químicas del núcleo resultante? En la actualidad se ha dejado de utilizar las denominaciones anticuadas (UI, UX_1, etc.). Se ha convenido en denominar los isótopos simplemente de acuerdo con el nombre del elemento añadiendo el número másico. En vez de UI se designa ^{238}U, en lugar de UX_1, ^{234}Th. Que el lector componga él mismo la tabla de los isótopos que se forman en la desintegración del uranio-238.

hechos. Por ejemplo, existían tres "radioelementos" que poseían las propiedades del torio y tenían distintos pesos atómicos; era imposible separarlos por cualquier procedimiento químico. O bien había tres variedades de polonio y tres de radón. O, finalmente, siete variedades de plomo entre los cuales tres eran estables (concluían las familias radiactivas) y cuatro radiactivas (se originaban como resultado de desintegraciones sucesivas alfa y beta dentro de las familias).

Hacía mucho ya por las mentes de los científicos pasaba fugaz una vaga conjetura de que los átomos de un mismo elemento químico podían ser heterogéneos. Esta idea la anunciaban, por ejemplo, el químico alemán A. Kekule (que propuso la fórmula estructural del benceno) y el famoso químico ruso A. M. Bútlerov (autor de la teoría de la estructura de los compuestos orgánicos). Pero el que la expresó en la forma más nítida fue Crookes, quien consideraba que cada elemento tenía variedades que se distinguían por sus pesos atómicos. Sin embargo, las conjeturas se quedaron como tales, sin cobrar desarrollo, ya que no se las podía confirmar ni tampoco refutar por vía experimental.

Y sólo en 1913 (¡cuán rico en relevantes descubrimientos fue este año!) Soddy, basándose en el ejemplo de los radioelementos, dio a esta conjetura carne y hueso. Propuso que los "radioelementos" con iguales propiedades químicas se considerasen como variedades de un mismo elemento radiactivo. Por ejemplo, las tres emanaciones se admitían como variedades de un mismo elemento químico con propiedades de gas inerte.

A estas variedades Soddy dio el nombre de isótopos. Esta palabra deriva de las voces griegas "isos" (igual) y "topos" (lugar).



Este diagrama lo publicó F. Soddy en su trabajo dedicado a la ley del desplazamiento radiactivo. El diagrama demuestra el íntimo nexo que existe entre las familias radiactivas y la estructura del sistema periódico.

De este modo resultaban isótopos las variedades de un mismo elemento químico que ocupaban una misma casilla del sistema periódico. Según Soddy, los isótopos tenían iguales las cargas de los núcleos de los átomos, pero distintos los pesos atómicos.

Pronto se averiguó que el fenómeno de isotopía es inherente no sólo a la "región radiactiva" del sistema periódico, sino que se manifestó que muchos elementos estables también poseen isótopos. Primero, los isótopos estables fueron encontrados para el neón. Este descubrimiento lo hicieron J. Thomson y su discípulo F. Aston.

Para explicar la verdadera causa de la isotopía es necesario adelantarnos un poco. En 1932 fue descubierto el neutrón, partícula elemental, la cual carecía de carga. Los científicos propusieron y fundamentaron el modelo protónico-neutrónico del núcleo. El número de protones en el núcleo atómico es estrictamente constante. Dicho número determina la magnitud de su carga positiva y es igual al número atómico del elemento. En cambio, la cantidad de neutrones puede oscilar dentro de unos límites bastante amplios. Por eso, la isotopía está relacionada con la estructura nuclear. Los isótopos tienen distinto el número de neutrones, mientras que el número de protones siempre es el mismo.

Así fue que el sistema periódico salió airoso también de esta temible prueba.

Un nuevo sentido y significación del peso atómico (masa atómica). Mendeléiev consideraba que las propiedades químicas de los elementos vienen determinados por sus pesos atómicos. En la realidad, sin embargo, resultó que no era el peso atómico (o, más exactamente, la masa atómica) el que determinaba el lugar del elemento en el sistema periódico y, por

consiguiente, toda la química del elemento, sino el número atómico, o sea, su carga nuclear.

Bueno, ¿es que el peso atómico perdió por completo su importancia y se utiliza ahora tan sólo en los cálculos durante el análisis de la composición química de la sustancia?

¡De ningún modo! En cualquier edición del sistema periódico de los elementos bajo el símbolo de cada elemento viene anotado el valor de su peso atómico. Unicamente, en lugar del término "peso atómico" los físicos estimaron más correcto emplear el de "masa atómica relativa" o, brevemente, "masa atómica". En la actualidad, los científicos saben "pesar", con precisión extraordinaria, el átomo, aquel átomo inaccesible a la percepción directa y que hasta hoy día nadie ha estado capaz de ver.

Esta determinación precisa pasó a ser indispensable ya que para la física incrementó inconmensurablemente la importancia de la masa atómica. La masa del átomo se convirtió en magnitud fundamental para los cálculos efectuados en la energética nuclear y la química nuclear. Sin tener conocimiento de los valores exactos de las masas atómicas es imposible establecer el mecanismo de las reacciones nucleares y calcular la cantidad de energía.

He aquí, por ejemplo, con qué precisión se miden ahora las masas de los átomos:

^{1}H, 1,00782522

^{2}D, 2,01410219

^{4}He, 4,00260361

^{14}N, 14,00307438

^{16}O, 15,99491494

El error de medición de las masas atómicas que no supera la última cifra significativa, como se infiere de estos ejemplos, constituye nada más que una milmillonésima de la magnitud medida. Aunque es cierto que en la práctica cotidiana los químicos se satisfacen con dos y a veces tres signos decimales.

Cuando se descubrieron los isótopos se esclareció por qué las masas atómicas de los elementos son, por regla general, números fraccionarios. Los elementos que poseen varios isótopos tienen estos últimos en distinta cantidad. Esta distinta cantidad de los isótopos se tiene precisamente en cuenta al calcular la masa atómica.

Cuídese de confundir dos conceptos: el de número másico y el de masa atómica del isótopo. El número de masa representa la suma del número de protones y del de neutrones contenidos en el núcleo del átomo del isótopo dado. Este número siempre es entero. Para los elementos radiactivos en lugar de la masa atómica se suele escribir bajo los símbolos en la tabla el número másico del isótopo de mayor vida media (es decir, que tiene el mayor período de semidesintegración). La masa atómica del isótopo es la masa efectiva del átomo del isótopo medida directamente, por vía experimental, valiéndose de espectrógrafo de masa. Esta masa nunca es igual a la suma de las masas de los protones, neutrones y electrones que forman el átomo. La energía de enlace (de ligadura) de estas partículas en el átomo introduce una corrección muy esencial. La masa atómica de un isótopo nunca se expresa por un número entero.

Al hablar de la masa atómica solicitamos al lector que retenga en la memoria la siguiente correlación:

$$1/12\,[{}^{12}_{6}C] = 1$$

La historia de esta relación es la siguiente.

Al componer la primera, la más temprana variante del sistema de los elementos, D. I. Mendeléiev adoptó igual a la unidad la masa atómica del hidrógeno comparando con ésta las masas atómicos de todos los demás elementos.

En el Congreso Internacional de los Químicos en 1860 se acordó tomar por base de la escala de los pesos atómicos el hidrógeno. Y casi medio siglo, el hidrógeno, el elemento más liviano, ocupó este honorífico puesto. Solamente en 1906 los químicos pasaron a la escala de oxígeno admitiendo como base de la escala de los pesos atómicos la 1/16 del peso atómico del oxígeno. Claro que esta escala era más conveniente ya que el oxígeno forma compuestos casi con todos loe elementos.

Y cuando quedó establecido que en la naturaleza existían tres diferentes isótopos del oxígeno y que su contenido en el oxígeno natural no era constante, los físicos sentaron para sí la escala "física" de los pesos atómicos. Convinieron en adoptar por unidad la 1/16 parte de la masa del átomo del isótopo ligero más abundante del oxígeno, considerando, además, que su peso atómico equivale exactamente a 16. De este modo se eliminaba el error debido a la inconstancia de la composición isotópica del oxígeno con distinta procedencia.

Esta "dualidad de poderes", teniendo en cuenta la alta precisión actual de las mediciones, acarreaba numerosos malentendidos y errores. Además se averiguó que el isótopo ^{16}O no justificó las esperanzas que en éste se cifraban y no pudo asegurar la precisión necesaria. Para las masas atómicas resultó un patrón incómodo.

Esta fue la razón por la cual los científicos, en los años 1958–1961, volvieron a revisar este problema, de excepcional importancia para todas las ciencias

naturales: qué debe tomarse como base de la escala moderna de las masas atómicas exactas. Entre todos los elementos nada más que dos —el flúor y el carbono— podían aspirar a jugar el honorífico papel de la constante fundamental de la física y la química. El flúor tiene un solo isótopo y la masa atómica del elemento flúor es una magnitud constante. El carbono tiene dos isótopos estables, empero sus compuestos hidrogenados son muy propicios para la comparación directa de las masas atómicas de distintos isótopos de casi todos los elementos.

Tomando en consideración que tanto la escala de "flúor" como la de "carbono" para las masas atómicas presentaban cada una importantes y valiosas ventajas, se decidió llevar a cabo una encuesta global entre los científicos dedicados al estudio de la química y física: ¿cuál de las escalas prefieren? Los científicos soviéticos también tomaron parte en este "referéndum" mundial. Venció el carbono. Se decidió adoptar como base de la nueva escala única de las masas atómicas el átomo del isótopo más difundido del carbono, el isótopo ^{12}C, y considerar

$$1/12\,[^{12}_{6}C] = 1$$

Después de que fue descubierto el fenómeno de isotopía quedó esclarecido por qué los elementos vecinos: el argón y el potasio; el cobalto y el níquel; el telurio y el yodo, tenían las masas atómicas de los elementos antecedentes mayores que las de los subsiguientes. Resultó que para el argón, el cobalto y el telurio los más abundantes eran los isótopos con mayores masas atómicas. En cambio, el potasio, el níquel y el yodo no se distinguían por alto contenido de isótopos más pesados. Ya estamos enterados de que en el valor de la masa atómica de un elemento influye el contenido porcentual de sus isótopos. Esta es la

razón de que los primeros elementos en las parejas Ar—K, Co—Ni y Te—I tienen mayores sus masas atómicas.

No obstante, la abundancia de los isótopos en la naturaleza es tal que las masas atómicas de los elementos, a excepción de los tres casos mencionados, crecen paralelamente al incremento de la carga nuclear del átomo. Por qué ocurre precisamente así y no de otra manera es una cuestión muy complicada y para comprender este fenómeno es necesario atraer los datos de la física nuclear, así como los datos de la astrofísica que estudia los procesos de la génesis de los elementos químicos como resultado de las reacciones nucleares en las estrellas.

La ley periódica es la ley de la estructura del átomo

En su tiempo D. I. Mendeléiev señaló pesaroso: "...no sabemos las causas de la periodicidad". Murió antes de que fue revelado este enigma.

Cuando se demostró que el número atómico del elemento en el sistema era numéricamente igual a la carga del núcleo de su átomo, se dilucidó la esencia física de la ley periódica.

Sin embargo, ¿por qué las propiedades de los elementos químicos cambian periódicamente, a medida que crece la carga del núcleo? ¿Por qué el sistema periódico está estructurado precisamente de esta forma y no de otra y por qué sus períodos contienen un número estrictamente definido de elementos? Todavía no hubo respuesta a estas cuestiones de primordial importancia.

El secreto del sistema periódico de los elementos fue revelado tan sólo cuando se logró penetrar en la

complejísima estructura del átomo, tomando conciencia de la composición de sus capas electrónicas exteriores y de las leyes del movimiento de los electrones alrededor del núcleo cargado positivamente en el cual está concentrada casi la totalidad de la masa del átomo.

Todas las propiedades químicas y físicas de la materia vienen determinadas por la estructura de los átomos. La ley periódica descubierta por D. I. Mendeléiev es una ley universal de la naturaleza ya que se basa en la ley de la estructura del átomo.

¿Cómo los científicos iban estudiando la estructura del átomo? El modelo planetario del átomo propuesto por E. Rutherford muy pronto conquistó el reconocimiento universal. Cierto es que los científicos no tenían una idea clara acerca de las partículas que integraban el núcleo atómico, de cuáles eran, así como de qué modo y en qué cantidad se disponían los electrones en sus órbitas.

Más tarde volveremos a hablar sobre el núcleo atómico. Y en cuanto a los electrones... ¿Acaso los investigadores tenían entre las manos algunos métodos seguros para aclarar cómo se comportaban los electrones atómicos?

Sí que los tenían. El estudio de los espectros facilitó la penetración en el secreto de la distribución de los electrones. Parecía que el propio átomo contaba sobre sí mismo en un lenguaje sugestivo y metafórico, el de las líneas espectrales emitidas por el átomo de luz. Cada línea espectral era testimonio de que el electrón había cambiado su disposición respecto al núcleo atómico. En el curso de estudio de los espectros de diferentes elementos los científicos lograron revelar en dichos espectros unas importantes regularidades, así como fenómenos semejantes y disímiles.

Justamente debido al estudio de los espectros —ópticos y de rayos X— se consiguió establecer con mayor o menor detalle de qué manera precisamente estaban dispuestos los electrones alrededor del núcleo atómico.

La conclusión más importante consistía en que los electrones se distribuían por determinadas capas, con la particularidad de que cada capa debía contener un número estrictamente definido de electrones. Para designar estas capas (o niveles) los científicos aprovecharon las letras latinas *K*, *L*, *M*, *N*, *O*, *P*, *Q*, etc. (a propósito, estas designaciones fueron tomadas de la teoría espectral). De este modo, el nivel más próximo al núcleo se llamó nivel *K*; el siguiente, el nivel *L*, etc.

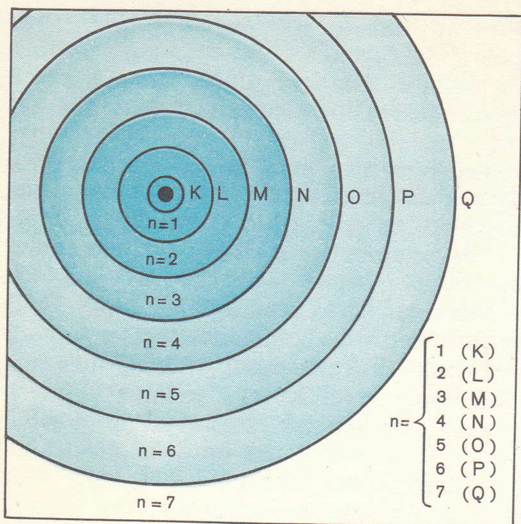
Otro factor sustancial residía en la posibilidad de averiguar qué número máximo de electrones podía contener cada nivel. Resultó que este número se determina de acuerdo con la fórmula $2n^2$, donde n es el número de la capa.

Fíjense qué capacidades tienen distintos niveles electrónicos:

	K	*L*	*M*	*N*	*O*	*P*	*Q*
n	1	2	3	4	5	6	7
$2n^2$	2	8	18	32	50	72	98

Finalmente, el tercer resultado notable conducía a la conclusión de que dentro de cada capa no todos los electrones son iguales, sino que se podían unir en determinados grupos. Ahora, cuando disponemos ya de tales datos sobre los átomos, trataremos de explicar la esturctura del sistema periódico.

Lo principal en la estructuración del sistema periódico. A primera vista parece que lo principal es el hecho de que el sistema periódico refleje la variación



Esquema de la disposición sucesiva de las capas electrónicas en el átomo. El número de la capa es igual al número cuántico principal *n*; las energías de los electrones son proporcionales al valor de *n*.

periódica de las propiedades de los elementos químicos a medida que aumentan las cargas de los núcleos de sus átomos (*Z*) y aúne los elementos semejantes por sus propiedades dentro del marco de determinados grupos.

Por ejemplo, todos los halógenos —el flúor, el cloro, el bromo, el yodo y el astato— están situados en el grupo VII del sistema. Sin embargo, vemos que en aquel mismo grupo se disponen —formando una columna vertical paralela— tres elementos más: el manganeso, el tecnecio y el renio. Estos elementos también se parecen entre sí. Pero, ¿cuál es la razón de que fueron a parar al mismo grupo con los halógenos? Es una cuestión interesante y de gran significado, y la contestaremos a su debido tiempo.

Mientras tanto presten atención a que cada grupo del sistema periódico se subdivide en dos subgrupos: el principal (*a*) y el secundario (*b*). En nuestro ejemplo los halógenos constituyen el subgrupo *a*, mientras que el manganeso y sus análogos pertenecen al subgrupo *b*.

A pesar de todo, esto todavía no es lo primordial para explicar la estructura del sistema periódico tal como lo elaboró D. I. Mendeléiev.

A lo mejor, lo principal es el concepto de los períodos. En efecto, el sistema se llama periódico porque representa un conjunto de periódos. Cada período contiene un número estrictamente determinado de elementos, comienza con un metal alcalino y finaliza en un gas inerte. Unicamente el primer período que empieza por el hidrógeno gaseoso constituye una excepción. Sin embargo, aunque todo lo expuesto, desde luego, es muy importante, tampoco representa lo fundamental.

La ley de Moseley permitió determinar unívocamente el número de elementos en cada período del sistema:

Número del período:	1	2	3	4	5	6	7
Número de los elementos:	2	8	8	18	18	32	32

Entre los números de los elementos químicos que figuran en los períodos no hay ninguno que no se haya encontrado en el esquema de distribución de los electrones por las capas electrónicas determinadas. Esta coincidencia puede llevar a la conclusión de que en los átomos de los elementos a lo largo de un período tiene lugar la completación de un determinado nivel electrónico.

En otras palabras, el número de elementos en un período es igual al número de electrones en la capa correspondiente. De ser así, parecería la cosa más simple relacionar la configuración del sistema periódico

con la estructura del átomo. Y esta relación, además, resultaría asombrosamente patente.

Pero en la realidad semejante coincidencia se observa tan sólo para el primero y segundo períodos del sistema. Estos contienen 2 y 8 elementos, respectivamente. La misma cantidad de electrones la contienen la primera y la segunda capa electrónica. La tercera capa incluye 18 electrones, mientras tanto, el tercer período consta, lo mismo que el segundo, de 8 elementos.

De esta manera, la seductora igualdad: capacidad del período = capacidad de la capa electrónica, se cumple, como lo dirían los matemáticos, para condiciones muy limitadas.

De aquí se infiere que el sistema periódico está estructurado obedeciendo a una ley mas complicada que el sistema de capas electrónicas consecutivas.

Al llegar a este punto podemos, por fin, decir: lo principal es el hecho de que en el sistema periódico las capacidades de los períodos, comenzando por el segundo, se repiten por pares. Solamente el primer período que consta del hidrógeno y el helio queda solitario.

Para explicar la estructura del sistema periódico era necesario establecer la causa de la repetición de los períodos. Era necesario hacerlo apoyándose en los datos de que ya disponía la ciencia sobre la estructura del átomo.

Las capas electrónicas se llenan escalonadamente. El hecho de que la ciencia ha establecido la relación real que existe entre la estructura del átomo y la estructura del sistema periódico se debe en primer lugar al gran físico danés Niels Bohr. Bohr fue el primero en explicar las auténticas causas del cambio periódico de las propiedades de los elementos.

El primer paso de Bohr consistió en inspirar vida al modelo del átomo de Rutherford. Conforme a todas las leyes clásicas el electrón en su rotación alrededor del núcleo debía perder paulatinamente la velocidad. En un momento determinado tenía que cesar el movimiento y caer al núcleo. Eso significaba que el átomo "planetario", incluso en el caso de poder existir, habría vivido durante instantes ínfimos. Entre tanto, los átomos estaban omnipresentes y en ninguna parte revelaron la tendencia a destruirse.

Niels Bohr superó esta contradicción suponiendo que los electrones se mueven alrededor del núcleo no por cualesquiera órbitas sino tan sólo por determinadas y, estando en ellas, no pierden energía. Sólo al pasar de una órbita a otra los electrones, como dicen los físicos, emiten o absorben cuantos de luz. Su "tarjeta de visita" es la línea determinada del espectro. Estas órbitas "permitidas" obtienen el nombre de cuánticas, y Niels Bohr se granjeó la fama de fundador de la teoría cuántica del átomo (¡no confúndanla con la teoría mecanocuántica de la que hablaremos en adelante!). Basándose en esta teoría Bohr procedió a la explicación de la estructura del sistema periódico.

En el átomo de hidrógeno y en el de helio se completa el nivel *K* que contiene dos electrones. El helio lo tiene lleno, por cuya razón es un gas inerte, en virtud de lo sólido y resistente que es un nivel completo. Para aquel entonces, es decir, para los principios de los años 20, los científicos debían determinarse por el número y la disposición de los electrones en las capas periféricas.

El segundo período —desde el litio hasta el neón— contiene 8 elementos y en su nivel *L* giran 8 electrones. El nivel exterior con 8 electrones (al igual que el de dos electrones en el helio) es una formación muy estable. Por eso el neón es un gas inerte. Cuando los átomos de

los elementos entran en reacciones químicas ellos tienen que perder o ganar electrones. El átomo de neón no ve ventajas ni en el primero ni en el segundo proceder.

El tercer período también contiene 8 elementos: desde el sodio hasta el argón. Pero el tercer nivel, el nivel *M*, debe constituirse de 18 electrones. En los átomos de los elementos del tercer período se ocupan 8 sitios vacantes y el argón, por una causa bien comprensible (8 electrones en la capa exterior) también es un gas inerte. Por el momento quedan libres diez plazas para los electrones del nivel *M*. ¿En qué elementos continuarán llenándose los sitios vacantes?

Tras el argón van el potasio y el calcio. ¿Tal vez en ellos? Muy dudoso. Uno es un típico metal alcalino y el otro alcalino—térreo, y, como testimonia la experiencia de los períodos anteriores —del segundo y del tercero, que comienzan con el litio y berilio y con el sodio y magnesio, respectivamente— desde el potasio debe iniciarse la completación del nuevo nivel, el nivel *N*, con lo cual comienza la construcción del cuarto, nuevo, período del sistema. Pienso que el lector ya ha asimilado este simple concepto: cada período (salvo el primero) empieza por un metal alcalino al cual sigue un metal alcalino—térreo, y en los átomos de estos elementos se da comienzo a la completación de una nueva capa.

En total el cuarto período contiene 18 elementos. Por consiguiente, en sus átomos deben distribuirse de cualquier modo 10 electrones pertenecientes al nivel *M* y 8 electrones del nivel *N*. Pero, ¿en qué orden estricto? Bohr no lo sabía aún.

En cambio, estableció firmemente una tesis fundamental: la completación de los niveles electrónicos en los átomos de los elementos químicos empezando por el tercer nivel, el nivel *M*, tiene lugar no consecutiva y suavemente hasta alcanzar su total

capacidad (como lo ocurría en los niveles K y L, sino de un modo escalonado. En otras palabras, la construcción de los niveles electrónicos se interrumpe provisionalmente debido a que en los átomos aparecen electrones pertenecientes a otras capas.

Para comprender la teoría de Bohr es necesario conocer una especie de abecedario atómico. Sólo valiéndose de éste es posible exponer con claridad los íntimos secretos de los átomos.

Cuatro letras del alfabeto atómico. Estas letras tienen una designación insólita: n, l, m_l, m_s y en el lenguaje de la física atómica se llaman números cuánticos. Desde el punto de vista histórico su introducción fue gradual y su aparición estaba vinculada, en considerable medida, con el estudio de los espectros atómicos.

Bueno, resulta que el estado de cualquier electrón en el átomo puede anotarse empleando un código especial que es la combinación de los cuatro números cuánticos. No son meramente magnitudes abstractas que se utilizan para registrar los estados electrónicos. Por el contrario, todos poseen un contenido físico real.

Con el número n ya nos hemos encontrado varias páginas atrás; éste entra en la fórmula para la capacidad del nivel electrónico ($2n^2$). Es decir, n corresponde al número del nivel electrónico o, en otras palabras, determina la pertenencia del electrón al nivel electrónico dado.

El número n que lleva el nombre de número cuántico principal toma solamente valores numéricos enteros

$$1, \ 2, \ 3, \ 4, \ 5, \ 6, \ 7 \ \ldots,$$

que corresponden, respectivamente, a los niveles

$$K, \ L, \ M, \ N, \ O, \ P, \ Q$$

Por ejemplo, cuando se dice que el electrón es caracterizado por el valor de $n = 4$, esto significa que pertenece al nivel N. Puesto que n entra en la fórmula para la energía del electrón, se dice que el número cuántico principal define la reserva total de energía del electrón en el átomo.

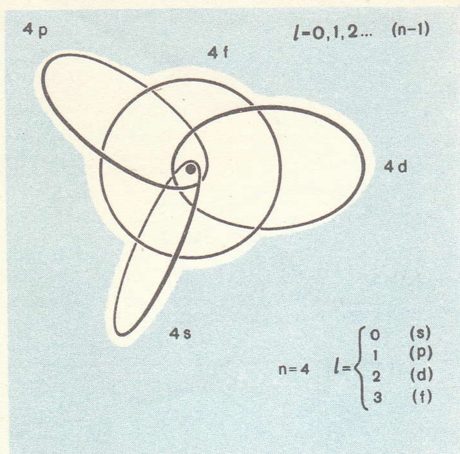
Otra "letra" de nuestro alfabeto es el número cuántico orbital (o secundario) designado por l. Este número fue introducido para subrayar que los electrones pertenecientes a un nivel dado no son equivalentes. Resulta que cada nivel se subdivide en determinados subniveles, con la particularidad de que su número es igual al número del nivel. El propio lector puede percatarse fácilmente de que el nivel K ($n = 1$) consta de un solo subnivel; el nivel L ($n = 2$), de dos subniveles, y el nivel M ($n = 3$), de tres...

He aquí que cada subnivel del nivel dado viene caracterizado por una magnitud determinada l. El número cuántico orbital también toma valores numéricos enteros, pero empezando por cero, es decir, 0, 1, 2, 3... De este modo, l es siempre menor que n. Es fácil entender que $l = 0$ para $n = 1$; $l = 0$ y 1 para $n = 2$; $l = 0$, 1 y 2 para $n = 3$, etc. En consecuencia, l varía desde 0 hasta $n - 1$.

El número l, si se permite emplear esta expresión, tiene imagen geométrica, ya que las órbitas de los electrones que pertenecen a una u otra capa, pueden ser no sólo circulares sino también elípticas.

Precisamente los distintos valores de l son los que caracterizan los diferentes tipos de las órbitas.

A los físicos les gustan las tradiciones y para designar los subniveles electrónicos prefieren hacer uso de designaciones literales viejas: s ($l = 0$), p ($l = 1$), d ($l = 2$) y f ($l = 3$). Son las letras iniciales de las palabras inglesas que definen las particularidades de las series de las líneas espectrales, condicionadas por el paso de los



El número cuántico orbital l determina los tipos de órbitas posibles para el valor dado de n. En la figura se representa el esquema de todos los tipos de órbitas electrónicas únicamente para el nivel N del átomo. El lector, por sí mismo, puede trazar un esquema semejante para cualesquiera otro nivel. Tan sólo hay que tener en cuenta que la relación l entre los semiejes de la elipse debe ser igual a

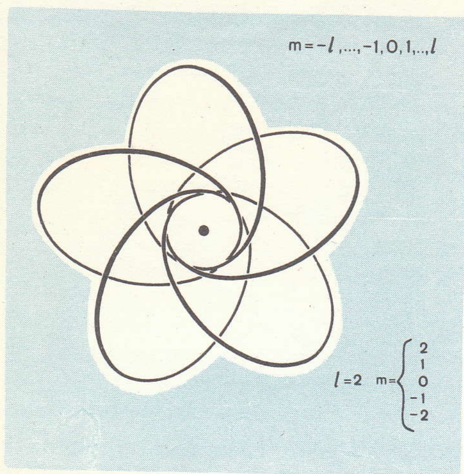
$$\frac{l+1}{n}$$

electrones: *sharp* (neta), *principal* (principal), *diffuse* (difusa) y *fundamental* (fundamental).

Ahora es posible anotar, en una forma breva, qué subniveles electrónicos se contienen en las capas electrónicas.

Niveles	Subniveles
K ($n=1$)	1s ($l=0$)
L ($n=2$)	2s ($l=0$); 2p ($l=1$)
M ($n=3$)	3s ($l=0$); 3p ($l=1$); 3d ($l=2$)
N ($n=4$)	4s ($l=0$); 4p ($l=1$); 4d ($l=2$); 4f ($l=3$)

etc.



Puede haber cinco órbitas de un solo tipo *d* en una sola capa electrónica.
Piensen en qué capas son posibles tales órbitas.
Es más correcto figurar que todas ellas tienen distinta orientación en el espacio.

Atraemos la atención del lector a que las cifras junto a las designaciones literales de los subniveles son los números cuánticos principales. Dos números cuánticos —el principal, n, y el orbital, l— son completamente suficientes para explicar las particularidades de la estructura del sistema periódico de los elementos en el lenguaje de la teoría atómica. A condición de que se sepa cuántos electrones caben en diferentes subniveles electrónicos.

Los números cuánticos tercero y cuarto —m_l y m_s— que llevan los nombres de magnético y de espín nos ayudarán a determinar ese "cuántos".

Anteriormente hemos dicho que el número cuántico l determina el tipo le las órbitas electrónicas. El

número cuántico magnético m_l esta íntimamente ligado a l y, por un lado, determina la orientación de estas órbitas en el espacio y, por otro lado, su cantidad posible para l dado. A partir de algunas leyes de la teoría atómica se infiere que para l dado el número cuántico m_l toma $2l + 1$ valores numéricos enteros: desde $-l$ hasta $+l$ incluyendo el valor cero. Por ejemplo, he aquí la sucesión de valores de m_l que tenemos para $l = 3$: $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$, o sea, en total, siete valores.

¿Por qué el número cuántico m_l se llama magnético? En esencia, cada electrón, al moverse por la órbita alrededor del núcleo, representa una espira del arrollamiento por el cual fluye la corriente eléctrica. Aparece el campo magnético y por esta causa cada órbita en el átomo puede considerarse como una hoja magnética plana. Cuando se superpone un campo magnético exterior cada órbita electrónica va a entrar en interacción con este campo tendiendo a ocupar en el átomo una posición determinada.

Resulta que el número de electrones en cada órbita se define por el valor del número cuántico de espín m_s.

La conducta de los átomos en campos magnéticos heterogéneos potentes ha demostrado que cada electrón en el átomo se comporta como un pequeño imán. Y esto evidencia que el electrón gira alrededor de su propio eje como un planeta en la órbita. Esta propiedad del electrón ha recibido el nombre de "espín" (del inglés *spin* que significa girar). El movimiento rotatorio del electrón es constante e invariable. La rotación del electrón es absolutamente insólita: es imposible refrenarla, acelerar o parar. Es la misma para todos los electrones en el universo.

No obstante, aunque el espín es una propiedad común para todos los electrones, en él radica también la causa de la diferencia entre los electrones en el átomo.

Dos electrones en su movimiento rotatorio por la misma órbita alrededor del núcleo poseen espines iguales por su valor, que, sin embargo, pueden diferenciarse por el sentido de su rotación propia. En este caso cambia el signo del momento de la cantidad de movimiento y el signo del espín.

El cálculo cuántico lleva a dos valores posibles de los números cuánticos de giro (espines) que son inherentes al electrón en la órbita:

$$s = +1/2 \text{ y } s = -1/2$$

No puede haber otros valores. Por eso en el átomo en cada órbita puede girar sea uno o bien dos electrones. No puede haber más.

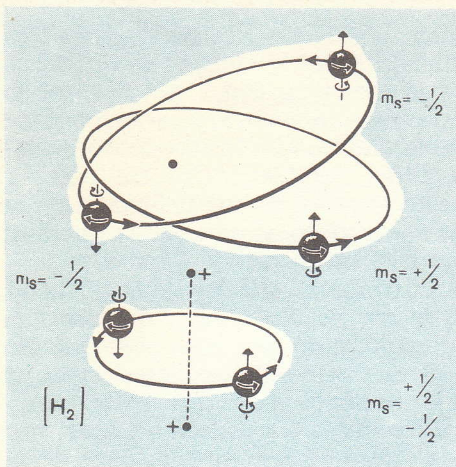
Por fin tenemos derecho de decir que cada subnivel electrónico puede abarcar, como máximo, $2(2l + 1)$ electrones, a saber:

el subnivel s, $2(2 \cdot 0 + 1) = 2$ electrones;
el subnivel p, $2(2 \cdot 1 + 1) = 6$ electrones;
el subnivel d, $2(2 \cdot 2 + 1) = 10$ electrones;
el subnivel f, $2(2 \cdot 3 + 1) = 14$ electrones.

De aquí, mediante una adición simple se obtienen las capacidades de los niveles sucesivos.

Ahora podríamos contestar a la pregunta: ¿qué representa la ley fundamental de la estructura del átomo?

Es asombrosa la sencillez de la ley fundamental a la que se redujo la infinita complejidad inicial de la estructura del átomo. Todo el carácter caprichoso de la conducta de los electrones en la capa exterior del átomo —a que se subordinan todas sus propiedades— puede expresarse con extraordinaria sencillez: EN EL ÁTOMO NO HAY NI PUEDE HABER DOS ELECTRONES IGUALES.



En cada órbita por separado puede haber bien dos —y nada más— electrones apareados, o bien un solo y no apareado.
El electrón no apareado es de gran importancia para la característica química del elemento. De ése depende la formación de las moléculas.

Ahora queda esclarecido el sentido de esta ley. Todos los electrones en el átomo deben tener distinto "surtido" de valores de los cuatro números cuánticos: n, l, m_l, m_s. Esta ley se conoce en la ciencia como el principio de exclusión de Pauli (por el nombre del físico teórico suizo).

Conociendo la cantidad total de electrones en el átomo dado, que es igual a su número atómico en el sistema de Mendeléiev, podemos "construir" nosotros mismos el átomo: podemos calcular, por nuestra cuenta, la estructura de la capa exterior del átomo, determinando cuántos electrones tiene y cuáles son. Veamos ahora cómo se verifica todo esto en la práctica.

Arquitectura del sistema periódico. Anteriormente, al haber hablado sobre la aportación que hizo Bohr para explicar la periodicidad, no mencionamos una importante conclusión suya: A MEDIDA QUE CRECE Z SE REPITEN PERIÓDICAMENTE TIPOS SEMEJANTES DE CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS DE LOS ÁTOMOS. En esencia, esto también es una definición de la ley periódica, mas con arreglo al proceso de distribución de los electrones por los niveles y subniveles.

Como ya conocemos la ley de la estructura atómica, podemos ahora nosotros mismos construir el sistema periódico, explicando por qué precisamente está configurado de esta manera. Sólo necesitamos una pequeña aclaración terminológica: los elementos en cuyos átomos se efectúa la construcción de los subniveles *s, p, d* y *f* suelen denominarse, respectivamente, elementos *s, p, d* y *f*.

Además, hay que tener presente que siguiendo una extraña tradición se suele anotar la fórmula del átomo de una manera algo inusitada. Sin embargo, no cuesta trabajo adquirir el hábito de hacerlo. El número cuántico principal los físicos lo marcan con una cifra correspondiente, y el secundario, con una letra; el número de electrones se indica arriba a la derecha. Por ejemplo, el átomo de hidrógeno contiene un solo electrón, por eso su fórmula presenta el más simple aspecto: $1s$.

Bueno, procedamos a cumplir nuestra tarea.

El primer período contiene elementos $1s$: el hidrógeno y el helio. Puesto que nunca puede haber más que dos elementos *s*, la notación esquemática del primer período es la siguiente:



$1s^2$

Recordando o releyendo aquello que hemos relatado en las páginas anteriores el lector se dará cuenta, fácilmente, de que el segundo período puede representarse de la forma siguiente:

$2s^2$	$2p^6$

es decir, este período incluye elementos en cuyos átomos se llenan los subniveles $2s$ y $2p$; mientras tanto, el tercer período (en él construyen los subniveles $3s$ y $3p$) será representado así:

$3s^2$	$3p^6$

Es evidente que tipos similares de configuraciones electrónicas se repiten; subrayamos que, precisamente, similares y no idénticos, ya que, digamos, $1s^2$ no es lo mismo que $2s^2$ y $2s^2$ no es lo mismo que $3s^2$.

Para representar la estructura del cuarto período necesitamos una pequeña ayuda. Al principio de este período van dos elementos $4s$, o sea, comienza la completación del nivel N ($n = 4$) y ello sucede antes de que ha finalizado la construcción del nivel M. Como ya conoce el lector este nivel contiene 10 sitios vacantes más, los cuales van llenándose en los 10 elementos subsiguientes (elementos $3d$). Terminada la completación del nivel M, sigue llenándose el nivel N (con seis electrones $4p$). Por consiguiente, la estructura del cuarto período la representamos como sigue:

$4s^2$	$3d^{10}$	$4p^6$

El quinto período con la misma cantidad de elementos que el cuarto (18) se escribirá análogamente:

$5s^2$	$4d^{10}$	$5p^6$

El sexto período está integrado por 32 elementos (a los elementos *s*, *p* y *d* se añade un nuevo tipo: los elementos 4*f*). Insertamos su notación esquemática:

$6s^2$	$4f^{14}$	$5d^{10}$	$6p^6$

Y, finalmente, el siguiente período, el séptimo presenta el siguiente aspecto:

$7s^2$	$5f^{14}$	$6d^{10}$	$7p^6$

Sin embargo, hay que tener en cuenta que no todos los elementos del séptimo período se conocen. En la pág. 77 se representa el sistema periódico. Su estructura está en plena correspondencia con la construcción que acabamos de realizar.

No obstante, es necesario ponernos a nosotros una pregunta: ¿es la completación escalonada de los niveles nada más que un procedimiento al que recurrieron los científicos para explicar el fenómeno de la periodicidad o una estricta ley física?

¡Precisamente es una ley! Cada electrón de turno, al ir a parar a un nivel electrónico, se caracteriza por una energía determinada (o, como se dice, ocupa un nivel energético determinado). Inicialmente, la sucesión de estos niveles es tal que corresponde a la completación monótona de las capas electrónicas. Sin embargo, después de haberse llenado el subnivel 3*p*, el carácter

SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS DE D.I. MENDELÉIEV

Períodos	I (a b)	II (a b)	III (a b)	IV (a b)	V (a b)	VI (a b)	VII (a b)	VIII (a b)		
1	[H]						1 H 1,0079 $1s^1$ Hidrógeno	2 He 4,00260 $1s^2$ Helio		
2	3 Li 6,941 $2s^1$ Litio	4 Be 9,01218 $2s^2$ Berilio	5 B 10,81 $2s^2 2p^1$ Boro	6 C 12,011 $2s^2 2p^2$ Carbono	7 N 14,0067 $2s^2 2p^3$ Nitrógeno	8 O 15,9994 $2s^2 2p^4$ Oxigeno	9 F 18,99840 $2s^2 2p^5$ Flúor	10 Ne 20,179 $2s^2 2p^6$ Neón		
3	11 Na 22,98977 $3s^1$ Sodio	12 Mg 24,305 $3s^2$ Magnesio	13 Al 26,98154 $3s^2 3p^1$ Aluminio	14 Si 28,086 $3s^2 3p^2$ Silicio	15 P 30,97376 $3s^2 3p^3$ Fósforo	16 S 32,06 $3s^2 3p^4$ Azufre	17 Cl 35,453 $3s^2 3p^5$ Cloro	18 Ar 39,948 $3s^2 3p^6$ Argón		
4	19 K 39,098 $4s^1$ Potasio	20 Ca 40,08 $4s^2$ Calcio	21 Sc 44,9559 $3d^1 4s^2$ Escandio	22 Ti 47,90 $3d^2 4s^2$ Titanio	23 V 50,9414 $3d^3 4s^2$ Vanadio	24 Cr 51,996 $3d^5 4s^1$ Cromo	25 Mn 54,9380 $3d^5 4s^2$ Manganeso	26 Fe 55,847 $3d^6 4s^2$ Hierro	27 Co 58,9332 $3d^7 4s^2$ Cobalto	28 Ni 58,70 $3d^8 4s^2$ Níquel
	29 Cu 63,546 $3d^{10} 4s^1$ Cobre	30 Zn 65,38 $3d^{10} 4s^2$ Cinc	31 Ga 69,72 $4s^2 4p^1$ Galio	32 Ge 72,59 $4s^2 4p^2$ Germanio	33 As 74,9216 $4s^2 4p^3$ Arsénico	34 Se 78,96 $4s^2 4p^4$ Selenio	35 Br 79,904 $4s^2 4p^5$ Bromo	36 Kr 83,80 $4s^2 4p^6$ Criptón		
5	37 Rb 85,4678 $5s^1$ Rubidio	38 Sr 87,62 $5s^2$ Estroncio	39 Y 88,9059 $4d^1 5s^2$ Itrio	40 Zr 91,22 $4d^2 5s^2$ Circonio	41 Nb 92,9064 $4d^4 5s^1$ Niobio	42 Mo 95,94 $4d^5 5s^1$ Molibdeno	43 Tc 98,9062 $4d^5 5s^2$ Tecnecio	44 Ru 101,07 $4d^7 5s^1$ Rutenio	45 Rh 102,9055 $4d^8 5s^1$ Rodio	46 Pd 106,4 $4d^{10} 5s^0$ Paladio
	47 Ag 107,868 $4d^{10} 5s^1$ Plata	48 Cd 112,40 $4d^{10} 5s^2$ Cadmio	49 In 114,82 $5s^2 5p^1$ Indio	50 Sn 118,69 $5s^2 5p^2$ Estaño	51 Sb 121,75 $5s^2 5p^3$ Antimonio	52 Te 127,60 $5s^2 5p^4$ Telurio	53 I 126,9045 $5s^2 5p^5$ Yodo	54 Xe 131,30 $5s^2 5p^6$ Xenón		
6	55 Cs 132,9054 $6s^1$ Cesio	56 Ba 137,34 $6s^2$ Berio	57 La* 138,9055 $5d^1 6s^2$ Lantano	72 Hf 178,49 $5d^2 6s^2$ Hafnio	73 Ta 180,9479 $5d^3 6s^2$ Tantalio	74 W 183,85 $5d^4 6s^2$ Volframio	75 Re 186,207 $5d^5 6s^2$ Renio	76 Os 190,2 $5d^6 6s^2$ Osmio	77 Ir 192,22 $5d^7 6s^2$ Iridio	78 Pt 195,09 $5d^9 6s^1$ Platino
	79 Au 196,9665 $5d^{10} 6s^1$ Oro	80 Hg 200,59 $5d^{10} 6s^2$ Mercurio	81 Tl 204,3 $6s^2 6p^1$ Talio	82 Pb 207,2 $6s^2 6p^2$ Plomo	83 Bi 208,9804 $6s^2 6p^3$ Bismuto	84 Po [209] $6s^2 6p^4$ Polonio	85 At [210] $6s^2 6p^5$ Astato	86 Rn [222] $6s^2 6p^6$ Radón		
7	87 Fr [223] $7s^1$ Francio	88 Ra 226,0254 $7s^2$ Radio	89 Ac** [227] $6d^1 7s^2$ Actinio	104 Ku [261] $6d^2 7s^2$ Curchatovio	105 Ns Nielsbohrio	106				

Número atómico — 92 U — Masa atómica 238,029 — Uranio — $7s^2$ $6d^1$ $5f^3$ — Distribución de los electrones por los subniveles que se completan y los más proximos

*Lantánidos

58 Ce 140,12 $6s^2$ $5d^1$ $4f^1$ Cerio	59 Pr 140,9077 $4f^3 6s^2$ Praseodimio	60 Nd 144,24 $4f^4 6s^2$ Neodimio	61 Pm [145] $4f^5 6s^2$ Prometio	62 Sm 150,4 $4f^6 6s^2$ Samario	63 Eu 151,96 $4f^7 6s^2$ Europio	64 Gd 157,25 $6s^2$ $5d^1$ $4f^7$ Gadolinio	65 Tb 158,9254 $4f^9 6s^2$ Terbio	66 Dy 162,50 $4f^{10} 6s^2$ Disprosio	67 Ho 164,9304 $4f^{11} 6s^2$ Holmio	68 Er 167,26 $4f^{12} 6s^2$ Erbio	69 Tm 168,9342 $4f^{13} 6s^2$ Tulio	70 Yb 173,04 $4f^{14} 6s^2$ Iterbio	71 Lu 174,97 $6s^2$ $5d^1$ $4f^{14}$ Lutecio

**Actínidos

90 Th 232,0381 $6d^2 7s^2$ Torio	91 Pa 231,0359 $7s^2$ $6d^1$ $5f^2$ Protactinio	92 U 238,029 $7s^2$ $6d^1$ $5f^3$ Uranio	93 Np 237,0482 $7s^2$ $6d^1$ $5f^4$ Neptunio	94 Pu [244] $5f^6 7s^2$ Plutonio	95 Am [243] $5f^7 7s^2$ Americio	96 Cm [247] $7s^2$ $6d^1$ $5f^7$ Curio	97 Bk [247] $7s^2$ $6d^1$ $5f^8$ Berquelio	98 Cf [251] $5f^{10} 7s^2$ Californio	99 Es [254] $5f^{11} 7s^2$ Einstenio	100 Fm [257] $5f^{12} 7s^2$ Fermio	101 Md [258] $5f^{13} 7s^2$ Mendelevio	102 (No) [255] $5f^{14} 7s^2$ (Nobelio)	103 (Lr) [256] $5f^{14} 6d^1 7s^2$ Laurencio)

monótono de este proceso se desvanece. Resulta que en lugar de ocupar los subniveles 3*d* a los electrones es más ventajoso (desde el punto de vista energético) alojarse en el subnivel 4*s*. Este "columpio" energético "más ventajoso — menos ventajoso" explica precisamente la circunstancia de que en los elementos químicos las capas electrónicas se llenan por escalones. Ahora surge otra pregunta: ¿por qué en el sistema periódico los períodos de estructura análoga se repiten por parejas?

Definimos el período, ante todo, como un conjunto de elementos que comienza con un metal alcalino y termina en un gas inerte. Ahora que ya hemos asimilado el lenguaje de las configuraciones electrónicas, podemos decir que el átomo de cualquier metal alcalino así como el átomo de hidrógeno) tiene la siguiente estructura de la capa electrónica exterior:

$$n\ s^1$$

y el átomo de un gas inerte:

$$n\ p^6$$

Aquí *n* es el número cuántico principal y, al mismo tiempo, el número de la capa electrónica exterior, así como el número del período, ya que cada período empieza por el elemento en cuyo átomo aparece una nueva capa electrónica.

Daremos al lector la oportunidad de formular la definición del período de los elementos en el sistema periódico (teniendo en cuenta la especificidad del primer período que contiene sólo los elementos *s*).

Si se admite que las configuraciones de las capas electrónicas periféricas de los átomos de los elementos

extremos (inicial y final) del período son ns^1 y np^6, respectivamente, resulta que los períodos de estructura análoga, es decir, el segundo y el tercero, el cuarto y el quinto, el sexto y el séptimo, se repetirán por pares conteniendo un número igual de elementos. Pues no puede haber otra distribución de los elementos por los períodos.

Todo lo expuesto permite recalcar otra vez que genial "arquitecto" fue D. I. Mendeléiev quien, sin tener la menor noción sobre la estructura atómica, supo erigir un edificio admirablemente armonioso de la tabla de los elementos.

Fue una construcción tan acertada que, al revelar en ésta las normas regulares de conducta química de los elementos, ello dio la posibilidad de penetrar, con relativa sencillez, en el enigma de la estructuración de las capas electrónicas.

El sistema periódico en la clase de química. Si abordamos la cuestión de una manera estricta y escrupulosa, conviene esclarecer de qué sistema periódico acabamos de hablar.

Del sistema periódico de los átomos; pues discutimos cómo y en qué orden se llenan los niveles y los subniveles electrónicos y cómo se repiten periódicamente configuraciones electrónicas semejantes. En cuanto a los elementos con sus multifacéticas y específicas propiedades, su presencia solamente se sobreentendía, sin que éstos hubieran aparecido en el escenario. En ello radica una de las numerosas y sorprendentes peculiaridades de la ley periódica. Cuanto más conocemos sobre ésta tanta mayor profundidad revela su contenido.

Al dominar la ley de la estructura atómica los científicos han explicado las causas del cambio periódico de las propiedades de los elementos químicos y la

estructura del sistema periódico. Sin embargo, cuando, partiendo de las concepciones físicas, se trataba de aclarar por qué tal o cual elemento acusaba determinadas propiedades, el solo entender la estructura atómica con frecuencia resultaba insuficiente. Por su contenido intrínseco el sistema periódico de los elementos es mucho más profundo y extenso que el sistema periódico de los átomos.

Por ejemplo, tenemos ante nosotros el primer elemento químico, el hidrógeno. La estructura electrónica de su átomo es 1*s*. Al parecer, debería ubicarse en un mismo grupo con los metales alcalinos, o sea, en el subgrupo 1*a*. Empero... las propiedades del hidrógeno son tales que es difícil elegir para él un lugar completamente determinado. A veces, en efecto, se le aloja en el primer grupo, metiéndolo como pariente entre los metales alcalinos. Al igual que estos últimos el hidrógeno tiene un solo electrón en el nivel exterior y puede acusar valencia positiva igual a una unidad. Finalmente, es capaz de desalojar algunos metales a partir de sus sales. Sin embargo, aquí terminan las propiedades que guardan parentezco con los demás elementos del primer grupo. El hidrógeno es un no metal y es un gas, mientras que los demás son elementos metálicos típicos.

En cambio, el hidrógeno tiene mucho de común con los halógenos que pertenecen al séptimo grupo. Análogamente a los halógenos las moléculas de hidrógeno constan de dos átomos. Tanto los halógenos como el hidrógeno son no metales típicos. A semejanza de los halógenos el hidrógeno puede manifestar valencia negativa reaccionando con metales y formando compuestos interesantes llamados hidruros metálicos. No obstante, este parecido es demasiado pequeño como para considerar al hidrógeno como hermano carnal de los halógenos.

Esta es la razón de que el hidrógeno parece como si reuniese los rasgos de los elementos tanto del primero como del séptimo grupos. La "dualidad" del hidrógeno se explica a base de la estructura de su átomo. Cualquier elemento, al ceder los electrones valencia, conserva inmune una o varias de las capas anteriores. Entre tanto, el hidrógeno, al despedirse de su único electrón valencia, se presenta ante nosotros en forma de núcleo atómico "desnudo", o sea, como protón. Por eso, la química del hidrógeno es, hasta cierto punto, la química, única en su género, de una partícula elemental. El primer elemento del sistema periódico nos da al mismo tiempo el primer testimonio de que sus posibilidades químicas resultan ser muchísimo más ricas de lo que se podía suponer basándose tan sólo en su estructura atómica.

En una ocasión Mendeléiev llamó típicos los elementos del segundo y del tercer períodos. Consideraba que sus particularidades químicas como si determinasen toda la construcción subsiguiente del sistema. En efecto, basta hacer el análisis de la conducta de los elementos típicos para que se dilucide en muchos aspectos el semblante químico de la tabla de Mendeléiev.

El litio y el berilio que abren el segundo período, en el lenguaje "electrónico" son elementos 2*s*. Los dos son metales; el litio cede fácilmente su electrón exterior, el berilio lo hace con mucha mayor dificultad. En el átomo de su vecino, el boro, comienza la completación del subnivel 2*p* y el propio elemento ya es un no metal. El carbono, el nitrógeno, el oxígeno y el flúor, todos ellos acusan tan sólo propiedades no metálicas.

Una de las reglas fundamentales de interacción química proclama: los átomos de los elementos pueden ceder electrones a partir de las capas exteriores o bien, por el contrario, pueden aceptarlos. Este proceso de

pérdida — aceptación de los electrones tiene una finalidad bien determinada. Parece como si cada átomo quisiera ser idéntico al átomo del gas inerte más cercano, ya que los átomos de los gases inertes son unas formaciones muy estables. Para los elementos del segundo período sirven de este "modelo ejemplar" el helio y el neón.

Precisamente, por esta causa el oxígeno y el flúor son oxidantes muy enérgicos, sin igual por su agresividad química: es que necesitan añadir muy pocos electrones para completar su capa hasta la octo electrónica del neón. Y con avidez "despojan" de electrones a los átomos de otros elementos.

Señalemos ahora una peculiaridad admirable del segundo período: tres de los elementos pertenecientes a este período —el carbono, el nitrógeno y el oxígeno— junto con el hidrógeno son las partes integrantes de la materia orgánica. Por decirlo así, son responsables *sui géneris* por la vida en la Tierra. ¿Por qué? He aqui una pregunta para responder a la cual, tal vez, se necesite el aporte de más de una generación de futuros químicos.

En el tercer período casi todo parece ser análogo al segundo: tenemos elementos 3*s* (el sodio y el magnesio) y elementos 3*p* (aluminio — argón). Casi todo, mas no todo. El sodio es mucho más activo, desde el punto de vista químico, que el litio, elemento que le antecede en el grupo; el magnesio, al compararlo con el berilio, tiene la misma particularidad. El aluminio, a diferencia del boro, es un metal típico. El silicio, base de todas las menas y minerales, "cemento" de la litosfera terrestre, recata ciertos gérmenes de propiedades metálicas. El fósforo y el azufre son cuerpos sólidos y no gaseosos, como el nitrógeno y el oxígeno, sus análogos por los grupos. El cloro, al igual que el flúor, es un gas también "agresivo" químicamente, pero menos furioso

que el flúor. Quizá sólo el argón no se distingue exteriormente en nada del neón.

¿Qué se nota al comparar los elementos del segundo y del tercer períodos? Un cambio totalmente determinado y lógico de propiedades por grupos y por períodos, vertical y horizontalmente. Los rasgos principales de estos cambios siguen manteniéndose también en los períodos posteriores.

A saber:

en los subgrupos de los metales alcalinos y alcalino-térreos aumenta de arriba abajo la actividad química (por ejemplo, si alguna vez se lograse obtener francio en forma metálica, éste resultaría ser el más activo entre los metales), por consiguiente, ésta es la particularidad de los elementos *s*;

para los elementos *p* incrementan de arriba abajo las propiedades metálicas (incluso para los halógenos; observamos que el más pesado entre éstos, el astato, se parece en mucho a un metal), y de izquierda a derecha (siguiendo a lo largo del período) las propiedades cambian notablemente al pasar de un elemento a otro. Por ejemplo, el carbono se parece poco al boro y el nitrógeno gaseoso no tiene nada de común con el carbono.

¿Se ha fijado Ud. que hasta ahora se trata sólo de los elementos *s* y *p*? Estos elementos se disponen en los subgrupos principales, o sea, subgrupos *a*, del sistema periódico; tienen una propiedad común: en sus átomos, a medida que crece *Z*, se efectúa la completación de la capa electrónica exterior (con el valor del número cuántico principal *n* igual al número del período).

Puesto que las propiedades químicas de los elementos dependen en grado considerable del número de electrones exteriores, resulta que precisamente por esta razón al pasar de un elemento a otro las propiedades cambian sensiblemente.

¿Y qué elementos pertenecen a los subgrupos *b*? Tardaremos algo en dar la respuesta. Primero huelga reparar en el hecho de que los gases inertes, a pesar de todo, pueden formar compuestos químicos.

Cómo los gases inertes dejaron de serlo. Ni de la ley periódica ni tampoco de la teoría de la estructura del átomo se infiere que los elementos del grupo cero, estos "holgazanes" químicos, en general son incapaces de entrar en reacciones de interacción química con otros elementos. La teoría creada a base de los experimentos destacaba la extraordinaria solidez de las capas electrónicas periféricas de estos elementos "indiferentes para con todo el mundo", o sea, del helio, neón, argón, criptón, xenón y radón. De la teoría derivaba su carácter químico altamente inerte.

Y ello correspondía por completo a sus propiedades. No se combinan con nada en condiciones ordinarias. En la naturaleza se hallan en estado libre. Ni siquiera son capaces de formar su propia molécula. Todos ellos son gases monoatómicos. Su estado normal es la valencia igual a cero.

Cuando en 1900 D. I. Mendeléiev y W. Ramsay se encontraron en Berlín, ambos científicos llegaron a la conclusión de que para estos elementos inactivos era necesario añadir al sistema periódico un grupo más, el grupo cero. Y esta posición para dichos elementos en la tabla de Mendeléiev durante mucho tiempo fue admitida por todo el mundo, pues caracterizaba bien sus propiedades.

Sin embargo, los químicos nunca perdían la esperanza de superar la "pereza" química de los gases inertes obligándoles a participar en transformaciones químicas. La tarea resultó extremadamente difícil. Para resolverla se necesitaron más de 60 años de persistente trabajo.

Inmediatamente después del descubrimiento del argón hubo intentos de obtener compuestos químicos de los gases inertes. En 1896, nada más que dos años después de descubierto el argón, fue obtenido, bajo presión muy alta, el primer compuesto del argón con agua: $Ar \cdot H_2O$, empero, éste no fue un compuesto en que se manifiestan enlaces químicos. No obstante, para obtener combinaciones aunque sea de este tipo para el criptón y el xenón los químicos tuvieron que trabajar casi otros treinta años.

En 1940, el químico soviético B. A. Nikitin consiguió obligar a los gases inertes a que entrasen en reacción con algunos compuestos orgánicos. A pesar de todo las combinaciones que obtuvo no se podían considerar auténticamente químicas. Eran combinaciones sin enlace químico. En éstas el átomo del gas inerte se encontraba dentro de la molécula orgánica inepto para abandonarla. Actualmente los compuestos de esta índole se llaman clatratos.

Los constantes fracasos coadyuvaron a que se crease la opinión general de que los gases inertes eran absolutamente incapaces de participar en las reacciones químicas. Empero, seguía librándose una lucha tenaz. Los científicos teóricos, al desarrollar la teoría del enlace químico, pudieron predecir, con seguridad, la posibilidad para ciertos gases inertes de reaccionar con el flúor.

Por fin, en 1962 fue alcanzado el relevante éxito. El químico canadiense N. Bartlett logró obtener el primer verdadero compuesto de xenón con platino y flúor $XePtF_6$. Pronto fueron obtenidos también XeF_6, XeF_4 y XeF_2, sustancias sólidas cristalinas estables de color blanco.

Luego llegó el turno del criptón. Este también se mostró capaz de formar compuestos químicos. En pos del criptón las propiedades químicas las reveló el

radón, con la particularidad de que este último, a lo mejor, debería ser el más activo entre los gases inertes (aunque por ser elemento radiactivo rarísimo, es asequible en cantidades muy pequeñas). En cambio, los intentos de impulsar a que se revelasen químicamente el argón, el neón y el helio no se coronaron con éxito, y la teoría del enlace químico contempla con gran escepticismo la posibilidad de obtener sus compuestos.

En la actualidad se conocen varias decenas de compuestos químicos — fluoruros, cloruros, óxidos, ácidos y sales — de xenón, criptón y radón. Hace poco se ha obtenido un compuesto de xenón con el nitrógeno, con lo cual quedó fuertemente conmovida la decantada idea sobre la firmeza inquebrantable de la capa exterior octoelectrónica. Hoy día, cuando se trata del criptón, xenón o radón sólo se emplea por tradición el calificativo "inerte". Y como quiera que la mitad de los gases inertes ha revelado una excepcional diligencia química, en los últimos tiempos se tiende a sustituir el grupo cero del sistema periódico por el octavo grupo, es decir, los gases inertes constituyen ahora el subgrupo VIII*a*.

¿Qué elementos forman parte de los subgrupos b?

En los subgrupos secundarios, o subgrupos b entran los elementos en cuyos átomos se consuma la construcción de las capas que han quedado incompletas. Esta es precisamente la causa de que el primero, el segundo y el tercer períodos contienen tan sólo elementos que forman parte de los subgrupos principales. Los elementos de los subgrupos *b* aparecen en el cuarto período siendo el primero entre éstos el escandio (elemento 3*d*).

Casi para todos los elementos *d* (con unas raras excepciones que apenas si se reflejan en las propiedades) el número de los electrones exteriores *s* es

constante e igual a dos. Por esta razón, justamente, en primer lugar todos los elementos *d* son metales. Con frecuencia se los llama de transición, puesto que, en efecto, en los grandes períodos representan la transición desde los elementos *s* hacia los elementos *p*. En segundo lugar, al pasar de un elemento *d* a otro no se observa el mismo cambio brusco de propiedades que en el caso de los elementos *p*. Más bien somos testigos de una suave variación. A veces llega a ser tan suave que los elementos vecinos resultan muy parecidos.

Precisamente entonces se pone de manifiesto que la simetría de la estructura del sistema periódico se infringe, ya que es necesario alojar de algún modo estos elementos "muy parecidos", y además, empleando un procedimiento más lógico. De esta forma, emerge en el sistema un anexo correspondiente a un grupo peculiar, el octavo. Los elementos que lo integran se agrupan de a tres en cada gran período de la tabla. Estas agrupaciones se llaman triadas.

Los elementos de las triadas guardan entre sí un gran parecido. Incluso los nombres de algunos de ellos deben su procedencia a este parecido. En la Edad media los buscadores de menas encontraban a veces enigmáticos minerales similares a los de hierro pero de los cuales el hierro no se fundía. Los desconcertados mineros pensaban ingenuamente que los espíritus de las montañas —el enano Kobald y el viejo diablo Nik— se burlaban de ellos. De aquí provinieron los nombres de los elementos de la primera triada: el cobalto y el níquel.

Los elementos de otras dos triadas son todavía más semejantes entre sí y hasta se les aúna con el nombre común de metales del platino o platinoides. Todos ellos se encuentran en la naturaleza casi exculsivamente en estado metálico nativo. Al parecer, la valencia máxima de los elementos en las triadas debería ser igual a ocho,

ya que en otros grupos la absoluta mayoría de los elementos es capaz de manifestar una valencia igual al número del grupo. Sin embargo, únicamente el rutenio y el osmio alcanzan tales "alturas": se las ingenian para formar óxidos RuO_4 y OsO_4. Resulta que el número del grupo reviste un carácter puramente formal. Algunos químicos, no sin fundamento, indicaban que éste es el punto flaco del sistema periódico.

En el hierro, cobalto y níquel prosigue el proceso de completación de la capa electrónica anterior (del nivel M) con electrones *d*. Y esta capa ya está a punto de consumarse. El mismo cuadro se puede observar en los átomos de los metales del platino.

Como quiera que falta muy poco para que la capa anterior se llene hasta la capacidad necesaria, el átomo del octavo grupo considera un negocio desventajoso ceder muchos electrones a partir de esta capa. Esta es la razón por la cual el estado octovalente es muy raro para los elementos de las triadas.

En general, los metales del platino con desgana permiten que se los arrastre hacia reacciones químicas incluso cuando la intentan los "agresores" químicos más violentos.

Actualmente, los elementos de las triadas se incluyen, a veces, en el subgrupo VIIIb, aunque no todos los químicos están conformes con ello.

El enigma de los elementos de las tierras raras. El lector ya conoce que existen, además, elementos *f*. Si se echa una mirada fugaz al sistema periódico, al primer instante uno puede quedarse sorprendido: parece como si en el sistema no se hubiera hallado lugar para los elementos 4*f*. Estos, en una cantidad de catorce-desde el cerio hasta el lutecio-han sido desalojados, encontrando asilo debajo de la tabla.

La historia de los elementos de las tierras raras (con

este nombre figuran el lantano y los lantánidos, o sea, los elementos 4*f*) es una de las páginas más complicadas y embrolladas en la historia de la ley periódica.

¿Cuántos elementos de las tierras raras deben ubicarse en una casilla del sistema periódico?

A Mendeléiev una tal pregunta parecía meramente inoportuna: una sola casilla en la tabla podía ocuparla tan sólo un elemento.

Muchos químicos relevantes, y entre ellos el propio Mendeléiev, durante largo período se devanaron los sesos para encontrar la forma de disponer los elementos de las tierras raras en el sistema periódico: hubo, intentos, por ejemplo, de situar el cerio en el cuarto grupo, el praseodimio en el quinto y para el neodimio se buscó un lugar en el sexto.

Sea como fuere, estos extraños elementos minaban el propio fundamento de la estructura del sistema periódico. Cualesquiera que fuesen las tentativas de situarlos en la tabla, se infringía la regularidad en la repetición periódica de las propiedades. Si iban a parar a los subgrupos secundarios debían encontrar en éstos a sus análogos. Mientras tanto, el cerio no tenía nada que ver con el circonio, el praseodimio con el niobio, y en cuanto al neodimio y el molibdeno, estos elementos eran absolutamente disímiles.

En cambio, a medida que iban estudiándose las propiedades químicas de los elementos de las tierras raras se revelaba cada vez con mayor claridad que se parecían como hermanos gemelos. Su semejanza química era tan grande que el distinguir y el separarlos representaba un trabajo extraordinariamente penoso. Sin embargo, todos ellos, sin duda alguna eran elementos distintos. Los químicos ni siquiera lo ponían en tela de juicio.

El amigo de Mendeléiev, B. Brauner, químico checo,

propuso una resolución de lo más simple: disponer todos estos elementos en una sola casilla de la tabla. Empero, con el nivel de conocimientos sobre el sistema periódico existente en aquella época esta proposición sólo complicó la situación sin resolver el problema.

Si varios elementos diferentes podían ocupar una sola plaza, resultaba que, primero, se infringía el principio fundamental del sistema periódico y, segundo, se convertía en algo completamente imposible el prever y predecir cuántos elementos, al fin y al cabo, se podrían encontrar en la naturaleza y cuántos, en general, podrían existir. Los químicos de todo el mundo los buscaban con gran esmero y más que exitosamente. En un breve lapso de seis lustros, aproximadamente, fueron descubiertos casi 100 (¡!) elementos de las tierras raras, con la particularidad de que la aplastante mayoría de dichos hallazgos resultó equivocada. Todas las tentativas de encontrar una resolución razonable del problema de las tierras raras terminaron en un fracaso.

Tan sólo la teoría cuántica de la estructura del átomo ayudó a resolver definitivamente este gran enigma de la química. El análisis detallado de las características espectrales de los elementos de las tierras raras demostró que la estructura de sus átomos era muy peculiar. Por su aspecto exterior eran absolutamente semejantes entre sí. Y sus capas electrónicas periféricas, con ciertas excepciones —que daríamos a conocer más tarde— tenían idéntica estructura.

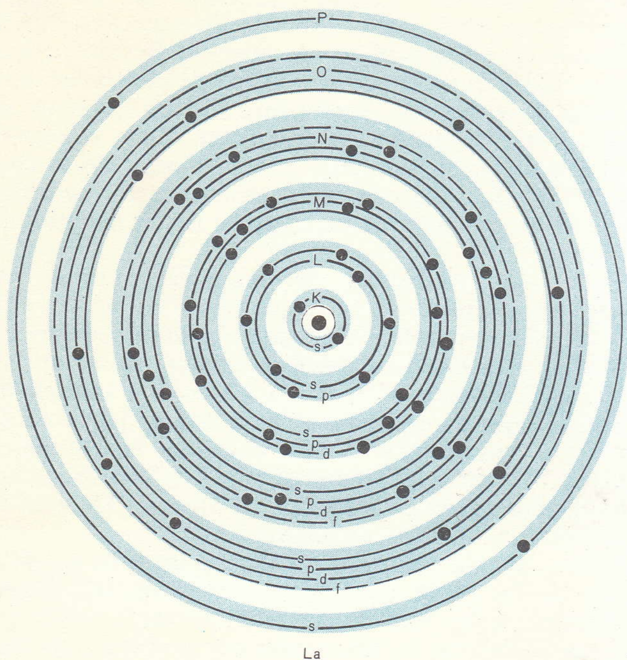
Todos ellos tienen en su capa *p* más extrema dos electrones *s* cada uno, por eso todos ellos son metales. El subnivel 5*d* situado a mayor profundidad y perteneciente al nivel *O*, en los átomos de los elementos de las tierras raras todavía no está completado: lleva un solo electrón que también puede

tomar parte en las transmutaciones químicas, y este fenómeno es propio únicamente de cerio, gadolinio y lutecio. La determinación del número atómico permitió establecer cuántos elementos de las tierras raras hay en total, y el estudio de los espectros facilitó esclarecer la estructura de sus átomos. Resultó que se diferenciaban entre sí por el número de electrones $4f$ en el nivel N encerrado profundamente en el seno del átomo y que se quedó sin completar. Estos electrones vienen protegidos por fuera con la coraza de la capa estable $5s^2$, $5p^6$. De este modo, son casi por completo bloqueados y no pueden distinguirse en las propiedades químicas.

Todos los elementos de las tierras raras son trivalentes. ¿Cuál es la causa de ello? No es tan fácil encontrar la respuesta. Solamente el lantano, el cerio, el gadolinio y el lutecio pueden presentar tres electrones valencia. En cuanto a los demás lantánidos, únicamente dos electrones $6s$ están listos para tomar parte en los enlaces químicos. ¿De dónde, entonces, sale el tercer electrón? Ya sabemos que el subnivel $4f$ está escondido profundamente en las entrañas del átomo... He aquí un problema no resuelto definitivamente...

Ahora, cuando hemos asimilado las leyes de estructuración de las capas electrónicas exteriores del átomo, cualquiera de los lectores, futuros químicos, puede por su cuenta abordar la resolución del problema en cuyo esclarecimiento tantos decenios ponían sus esfuerzos los químicos del pasado: ¿cuántos elementos de las tierras raras existen en la naturaleza?

Por lo visto, precisamente tal cantidad que corresponda a la completación paulatina de todas las órbitas con estos electrones. La designación f sustituye el número cuántico $l = 3$. Ya tenemos presente que puede haber $2 \cdot 3 + 1 = 7$ de estas órbitas. Y en cada una no pueden situarse más de dos electrones. Por



La

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6\ 5d\ 6s^2$

consiguiente, en la naturaleza es posible la existencia de CATORCE elementos de ésta índole. Y en total la naturaleza puede disponer, exactamente, de QUINCE elementos gemelos, incluyendo el lantano cuyas propiedades son próximas a las de los lantánidos. Precisamente este número resultó presentarse en la realidad, empezando por el 57°, el lantano, hasta el 71°, el lutecio. Desde luego, en la naturaleza, de todos modos, se reveló una laguna: el elemento № 61 ha sido encontrado hace muy poco. Los científicos tuvieron que sintetizarlo (obtenerlo artificialmente). Este elemento recibió el nombre de prometio.

Bueno. ¿Se permite decir que en una sola casilla del sistema periódico están alojados quince elementos? Incluso en nuestros días se discute con frecuencia esta cuestión. La ley periódica de Mendeléiev es una ley universal de la naturaleza. En el sistema natural de los elementos cada elemento ocupa un solo lugar, en consecuencia, en la tabla cada elemento ocupa una casilla. Mendeléiev impartió a su tabla la más simple y cómoda forma. Pero en cuanto a su representación, ésta puede ser de lo más variado. Es posible nada más que recordar que una casilla entre el bario y el hafnio

⟵

Recomendamos que estudien atentamente este esquema simplificado de la estructura del átomo complejo de lantano. Fíjense que en todos los niveles energéticos tenemos en cada uno dos electrones *s* y seis electrones *p*. En los niveles *M* y *N*, además de estos electrones, tenemos en cada uno diez electrones *d*.
Presten atención al hecho de que el subnivel en que deben encontrarse los electrones *f* queda vacío; en él no tenemos electrón alguno. Luego el lantano presenta tan sólo un electrón alguno. Luego el lantano presenta tan sólo un electrón 5*d* único y, por fin, dos electrones 6*s* más. En total, el lantano, tal como debe ser, lleva 57 electrones. Este elemento ocupa la casilla 57.

sustituya convencionalmente quince casillas a la vez. También es posible dibujar la tabla de Mendeléiev de tal manera que todos los períodos largos sean desarrollados. La ley periódica no cambiará por esta causa.

¿Acaso todo es tan sencillo en la teoría del sistema periódico? Recurriendo a la teoría de la estructura de las capas electrónicas, es posible, aunque a veces con cierta reserva, explicar muchas leyes generales y las particularidades del comportamiento químico de los elementos. Hay que reconocer que esta teoría resulta un instrumento de trabajo muy cómodo tanto para aquellos quienes apenas si han comenzado a estudiar la química, como para los que ya están trabajando en los institutos de investigación científica o en los laboratorios industriales.

Esta teoría los científicos la llaman teoría formal del sistema periódico.

¿Formal? Pero a este adjetivo se contrapone otro: real. ¿Por consiguiente, la teoría entraña algo que no satisface a los científicos, que no corresponde del todo a la situación real de las cosas? Sí, es precisamente así. La concepción del átomo como sistema que consta de un núcleo y electrones girando en torno a éste por órbitas determinadas no corresponde a la verdad. Todo resulta ser mucho más complicado...

Atomo mecanocuántico. Aquí, muy a menudo, el lector tendrá que creernos de palabra, puesto que los problemas que abordamos a continuación requieren que se tenga una preparación muy alta.

La armonía y la elegancia de la teoría atómica de Bohr subyugaban la imaginación, pero los físicos discernían en esta teoría no sólo los méritos sino también defectos esenciales. Por ejemplo, hacían notar,

con razón, que la teoría de Bohr se valía, a medias, de las nuevas concepciones (cuánticas) y, a medias, de las viejas (tomadas de la mecánica clásica). Un científico lanzó incluso una broma ingeniosa diciendo que "en la teoría de Bohr parece como si debiéramos los lunes, los miércoles y los viernes aplicar las leyes clásicas, y los martes, los jueves y los sábados las cuánticas".

Cuando Bohr estaba construyendo su esquema de completación sucesiva de los niveles y subniveles electrónicos, se apoyaba, primero, en el sistema periódico de los elementos y en los conocimientos acumulados acerca de sus propiedades, en segundo lugar hacía uso de los resultados de investigación de los espectros atómicos. Parecía como si el esquema de completación se construyera en consonancia con una armazón ya lista, o sea, la tabla de los elementos de Mendeléiev, y no era fruto de una teoría física fundamental determinada.

Este hecho tampoco satisfacía a los científicos.

No obstante, la apreciación debe ser objetiva. Pasó más de medio siglo desde el momento en que Bohr explicó el porqué del cambio periódico de las propiedades de los elementos y los científicos siguen utilizando y utilizarán en adelante sus conceptos. Estos lo merecen, ya que son en sumo grado palmarios. Es un modelo, aunque aproximado, pero que funciona perfectamente reflejando la situación real de las cosas.

A mediados de los años 20 el físico francés Luis de Broglie enunció una idea audaz: todas las partículas materiales (incluyendo los electrones) poseen no sólo propiedades materiales sino también ondulatorias. Poco después se logró demostrar que los electrones a semejanza de las ondas luminosas pueden contornear obstáculos.

Una vez admitido que el electrón es onda, su movimiento en el átomo puede definirse empleando la

ecuación de onda. Dicha ecuación fue deducida por el físico austríaco E. Schrödinger en 1926. Los matemáticos le dan el nombre de ecuación diferencial de segundo orden en derivadas parciales. En cuanto a los físicos, para ellos esta ecuación es ecuación fundamental de la mecánica cuántica.

Esta es la forma que tiene la ecuación de Schrödinger:

$$\frac{\partial^2\psi}{\partial x^2}+\frac{\partial^2\psi}{\partial y^2}+\frac{\partial^2\psi}{\partial z^2}+\frac{8\pi^2 m}{h^2}\left(E+Ze^2\,\frac{Ze^2}{r}\right)\psi=0.$$

Alguien de los lectores puede que se de cuenta de que en esta ecuación figuran designaciones conocidas: *m, e, r, E, Z*, las cuales más de una vez se han utilizado en las clases escolares de física:

m, claro está que es la masa y en este caso concreto es la masa del electrón;

r, la distancia desde el electrón hacia el núcleo;

e, la carga del electrón;

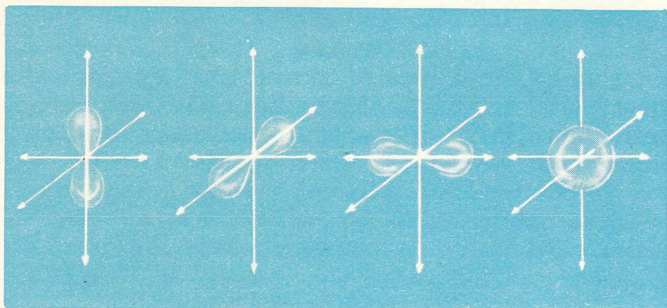
E, la energía total del electrón igual a la suma de las energías cinética y potencial;

Z, el número atómico (para el átomo de hidrógeno es igual a 1).

Seguramente, el lector está familiarizado con π y al respecto de *h* podemos decir que esta magnitud es fundamental para la teoría cuántica y se llama cuanto de acción.

Las letras *x*, *y* y *z* designan las coordenadas del electrón.

Como se ve, hasta el momento no ha aparecido nada insólito. Este calificativo hay que aplicarlo a la magnitud Ψ que lleva el nombre de función de onda. Esta magnitud no se mide en gramos, ni en centímetros, ni en segundos. Es una magnitud abstracta que caracteriza... el grado de probabilidad.



Representación esquemática de los orbitales *s* y *p*.

El grado de probabilidad de que el electrón se encuentre en un punto determinado del espacio alrededor del núcleo. Si $\Psi = 1$, esto quiere decir que el electrón, efectivamente, debe hallarse en este mismo punto; en cambio, si $\Psi = 0$, resulta que allí no hay ni señal del electrón.

Esta idea sobre la probalilidad de estancia del electrón es, precisamente, la idea central de la mecánica cuántica. Y la magnitud de la función ψ (psi), o más exactamente el cuadrado de esta magnitud Ψ^2, expresa la probabilidad de que el electrón se encuentre en uno u otro punto del espacio.

Entonces, ¿qué aspecto tiene el átomo mecanocuántico?

Ante todo carece de órbitas electrónicas determinadas que con tanta nitidez se perfilan en el modelo atómico de Bohr. Parece como si el electrón se esparciera en el espacio formando una nubecilla. Mas la densidad de esta nubecilla no es uniforme, hay lugares más espesos y más enrarecidos. A la mayor densidad de la nubecilla corresponde la mayor probabilidad de estancia del electrón.

Todo lo que hemos expuesto representa un cuadro algo vago, pero, sea como sea, hemos dibujado un esquema que en la medida de lo posible interpreta con mayor exactitud la idea principal del átomo mecanocuántico. Cabe añadir que, únicamente, del átomo más simple, el de hidrógeno con un solo electrón. Cuando los electrones son dos o más, todo se complica sobremanera, ya que es necesario tener en cuenta el fenómeno de interacción de los electrones (de las nubes electrónicas).

Después de haber leído lo anteriormente dicho, se puede preguntar con plena razón: admitiendo que el átomo, en efecto, está estructurado tal como lo describe la mecánica cuántica, ¿de qué manera, en este caso, está vinculado con las propiedades reales de los elementos químicos?

Resulta que sí, que está relacionado. Toda la teoría moderna del enlace químico se apoya en la concepción del átomo mecanocuántico. No nos detendremos en el hecho de qué forma, precisamente. Prestemos atención a otra circunstancia, al hecho de que desde el modelo mecanocuántico abstracto es posible pasar al modelo del átomo de Bohr, tan palmario y patente.

Para conseguir esta finalidad es preciso resolver la ecuación de Schrödinger. Pero no es nada fácil explicar cómo se soluciona. Por eso comunicamos sólo el resultado definitivo: resulta que la función de onda está relacionada con tres magnitudes diferentes que son susceptibles a tomar únicamente valores numéricos enteros. Más aún, el orden de variación de estas magnitudes es tal que no pueden ser otra cosa que números cuánticos. Principal, orbital y magnético.

Por consiguiente, nuestros conocidos n, l y m_l se obtienen a base de una teoría física sumamente sólida, mecánica cuántica. Y es que en su tiempo han sido introducidos especialmente para explicar los espectros

de diferentes átomos. Posteriormente se han trasladado de una manera muy orgánica al modelo del átomo de Bohr. Y ahora se pone en claro que los números cuánticos se obtienen como resultado de resolver la más importante ecuación de la mecánica cuántica. Esta es la lógica científica: ni siquiera el más acerbo de los escépticos podrá socavarla.

De todo lo expuesto se infiere que la solución de la ecuación de Schrödinger conduce, en fin de cuentas, a deducir la secuencia en la completación de los niveles y subniveles electrónicos en los átomos. O sea, a una deducción física rigurosa. En ello consiste el mérito principal del átomo mecanocuántico comparado con el átomo de Bohr. Y es posible revisar, bajo el ángulo mecanocuántico, los conceptos corrientes para el átomo planetario.

Por ejemplo, se puede considerar que la "órbita" es cierto conjunto de posiciones probables del electrón dado en el átomo que corresponde a una función de onda determinada.

En lugar del término "orbita" la física y la química atómicas modernas emplean el término "orbital" u "orbital atómico". Por ejemplo, orbitales *s*, orbitales *p*, orbitales *d*, orbitales *f*. Estos corresponden a los valores de $l = 0, 1, 2, 3...$

Resumiendo podemos decir que la ecuación de Schrödinger es una especie de varita mágica que elimina todos los defectos inherentes a la teoría formal del sistema periódico. Varita mágica que transforma lo "formal" en "real".

Sin embargo, la realidad dista mucho de corresponder al ideal. La causa de ello reside en que la ecuacióm tiene la solución exacta sólo para el átomo de hidrógeno, el más simple de los átomos, y únicamente para éste.

En cuanto al átomo de helio y de los elementos que

le siguen es imposible hallar una solución exacta de la ecuación de Schrödinger ya que se adicionan las fuerzas de interacción entre los electrones. Y el tenerlas en cuenta, así como evaluar correctamente la influencia que ejercen sobre el resultado final, es un problema matemático de complejidad inconcebible.

Está fuera del alcance de las aptitudes humanas; tan sólo ordenadores electrónicos rápidos que realizan centenares de miles operaciones por segundo, pueden resolverlo. Además, únicamente a condición de que el programa para los cálculos se elabore con numerosas simplificaciones y aproximaciones.

Elementos artificiales

Si a los científicos se pregunta cuáles de los descubrimientos del siglo XX son los más importantes, es muy dudoso que alguien olvide mencionar la síntesis artificial de los elementos químicos. En un plazo breve —menos de 40 años— la lista de los elementos químicos conocidos aumentó en 18 denominaciones. Y todos los 28 fueron sintetizados, obteniéndose por vía artificial.

Corrientemente, la palabra “síntesis” significa el proceso de obtención de lo complejo a partir de lo simple. Por ejemplo, la interacción del azufre con el hidrógeno es la síntesis química del dióxido de azufre SO_2 a partir de los elementos.

Cuando se refiere a la síntesis de los elementos esto se puede entender de la misma manera: obtención a partir de un elemento con menor carga del núcleo y menor número atómico de otro elemento con número atómico mayor. El propio proceso de obtención lleva el nombre de reacción nuclear. Su ecuación se escribe de la misma forma que la ecuación de una reacción

química ordinaria. En el primer miembro se apuntan las sustancias reaccionantes, y en el segundo, los productos obtenidos. Las sustancias reaccionantes de una reacción nuclear son el blanco y la partícula proyectil (o sea, la partícula con la cual se bombardea el blanco).

Hacer las veces del blanco puede cualquier elemento del sistema periódico (en estado libre o en forma de compuesto químico).

El papel de las partículas con que se bombardea el blanco lo desempeñan las partículas α, neutrones, protones, deuterones (núcleos del isótopo pesado del hidrógeno), así como los llamados iones pesados de cargas múltiples de diferentes elementos: del boro, carbono, nitrógeno, oxígeno, neón, argón, como asimismo de otros elementos del sistema periódico.

Para conseguir que se desarrolle una reacción nuclear es necesario un impacto de la partícula proyectil con el núcleo del átomo del blanco. Si la partícula posee una energía lo suficientemente grande, es posible que penetre a tal profundidad en dirección al núcleo que se fusione con este último. Puesto que todas las partículas mencionadas antes, a excepción del neutrón, llevan cargas positivas, resulta que, al fusionarse con el núcleo, hacen aumentar su carga, Y, precisamente, el cambio del valor de Z significa la transmutación de los elementos, o sea, la síntesis de los elementos con un nuevo valor de la carga del núcleo.

Con el fin de encontrar un método para acelerar las partículas proyectiles comunicándoles mayor energía suficiente para que se unan con los núcleos, se ha inventado y construido un acelerador especial de partículas llamado ciclotrón. Luego se ha construido una fábrica especial productora de nuevos elementos, es decir, el reactor nuclear. Su destinación directa es

producir energía eléctrica. Como quiera que en éste siempre están presentes flujos intensos de neutrones los últimos pueden aprovecharse fácilmente para los fines de síntesis artificial. El neutrón no lleva carga por lo cual no hay necesidad (como tampoco posibilidad) de acelerarlo. Por el contrario, los neutrones lentos resultan más útiles que los rápidos.

Los químicos tenían que resolver muchísimos rompecabezas y mostrar verdaderos milagros de inventiva para elaborar los procedimientos que permitían separar cantidades ínfimas de nuevos elementos a partir de la sustancia del blanco. Para aprender a estudiar las propiedades de los nuevos elementos cuando tenían a su disposición un número contado de sus átomos...

Los trabajos de centenares y millares de científicos han permitido llenar en el sistema periódico dieciocho nuevas casillas.

Cuatro casillas, dentro de sus viejos límites: entre el hidrógeno y el uranio.

Catorce casillas, tras el uranio.

He aquí cómo se han desarrollado los acontecimientos...

Tecnecio, prometio, astato, francio... Cuatro sitios en el sistema periódico durante mucho tiempo han quedado vacíos. Han sido las casillas № 43, 61, 85 y 87. De los cuatro elementos que debían ocupar estos lugares tres habían sido vaticinados por Mendeléiev: el ekamanganeso, 43; el ekayodo, 85, y el ekacesio, 87. El cuarto, el № 61, debía pertenecer a los elementos de las tierras raras.

Estos cuatro elementos no se dejaban capturar. Los esfuerzos de los científicos orientados a buscarlos en la naturaleza fracasaban. Mientras tanto, apoyándose en la ley periódica, se llenaron ya hacía mucho todas

las demás casillas de la tabla de Mendeléiev, desde el hidrógeno hasta el uranio.

Más de una vez en las revistas científicas aparecían informes anunciando el descubrimiento de estos cuatro elementos. Por ejemplo, el ekamanganeso fue "descubierto" en Japón, recibiendo el nombre de "niponio", y en Alemania, donde lo llamaron "masurio". El elemento № 61 se "descubrío" por lo menos tres veces en distintos países, figurando con los nombres de "ilinio", "florencio" y "ciclonio". También reiteradas veces se encontró en la naturaleza el ekayodo. A éste le bautizaron de "alabamio" y "helvecio". El ekacesio, a su vez, recibió los nombres de "virginio" y "moldavio". Algunas de estas denominaciones fueron a parar a diferentes manuales e incluso penetraron en los libros de texto de los escolares. No obstante, todos estos descubrimientos quedaron sin confirmar: cada vez una comprobación minuciosa demostraba que se incurrió en un error, habiéndose tomado por un elemento nuevo unas impurezas fortuitas presentes en cantidades despreciables.

Las prolongadas y arduas búsquedas dieron por fin frutos, descubriéndose en la naturaleza uno de los elementos no atrapables. Resultó que el ekacesio que debía ocupar en la tabla periódica la casilla № 87 aparecía en la cadena de desintegración del isótopo natural radiactivo del uranio-235. Es un elemento radiactivo de vida media corta.

El elemento № 87 merece que se hable de él con más detalle.

Actualmente, en cualquier enciclopedia o en cualquier manual de química se lee: francio (número atómico 87), descubierto en 1939 por Margarita Perey, científico francés. A propósito, es el tercer caso cuando el honor de descubrir un nuevo elemento pertenece

a una mujer (anteriormente, Maria Curie descubrió el polonio y el radio e Ida Noddack el renio).

¿De qué manera Perey se las ingenió para capturar ese elemento no atrapable. Para averiguarlo es necesario volver hacia muchos años atrás. En 1914 tres radioquímicos austríacos, S. Meyer, W. Hess y F. Panet, empezaron a estudiar la desintegración radiactiva del isótopo de actinio con el número de masa igual a 227. Se conocía que éste formaba parte de la serie actinio-uranio y emitía partículas β; por consiguiente, el producto de su desintegración era el torio. Sin embargo, los científicos tenían vagas sospechas de que raras veces el actinio-227 emitía también partículas α. En otras palabras, en este caso se observaba uno de los ejemplos de "horquilla" radiactiva. Es fácil comprender que en el curso de esta transmutación debía formarse el isótopo del elemento № 87. Meyer y sus colegas, en efecto, observaron las partículas α. Eran necesarias investigaciones ulteriores, pero éstas se vieron interrumpidas por la primera guerra mundial.

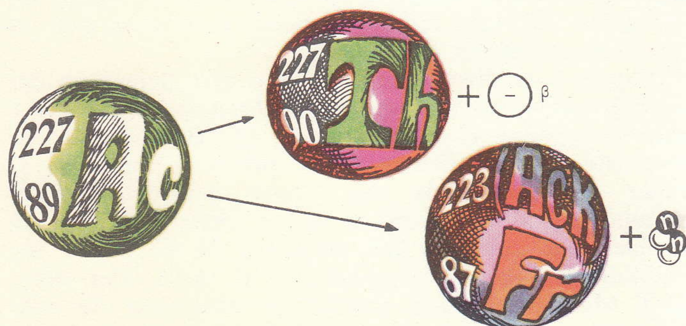
Margarita Perey siguió el mismo camino. No obstante, tenía a su disposición instrumentos más sensibles, así como nuevos y más perfectos métodos de análisis. Por esta razón sus esfuerzos se coronaron con éxito.

El francio pertenece a los elementos sintetizados artificialmente. Empero, a pesar de todo por primera vez fue hallado en la naturaleza. Este fue el isótopo francio-223. Su período de semidesintegración constituye nada más que 22 minutos. Este hecho permite comprender por qué es tan pequeña su cantidad en la Tierra. En primer lugar, debido a su vida muy corta no alcanza a concentrarse en cantidades algo considerables; en segundo lugar, el propio proceso de su formación se distingue por una baja probabilidad

ya que tan sólo el 1,2% de los núcleos del actinio-227 se desintegran emitiendo partículas alfa.

Debido a esta circunstancia es más ventajoso preparar el francio por vía artificial. Ya se han obtenido veinte isótopos de este elemento y entre ellos el francio-223 tiene la vida media más larga. Los químicos, trabajando con cantidades infinitamente pequeñas de sales de francio, supieron demostrar que dicho elemento por sus propiedades guarda un parecido extraordinario con el cesio.

Los elementos № 43, 61 y 85 seguían siendo no atrapables. De ningún modo se logró encontrarlos en la naturaleza a pesar de que los químicos ya disponían de un poderoso método que les indicaba inequívocadamente el camino de búsqueda de los nuevos elementos: éste era la ley periódica. Gracias a esta ley los científicos sabían de antemano todas las propiedades químicas de un elemento desconocido. Entonces, ¿cuál fue la razón de que todas las bús-



Esquema de formación del elemento № 87, el francio. Algunos isótopos radiactivos pueden desintegrarse siguiendo dos caminos, por ejemplo, por desintegración α y por desintegración β. Este fenómeno lleva el nombre de "horquilla" radiactiva. Todas las familias radiactivas naturales presentan tales "horquillas".

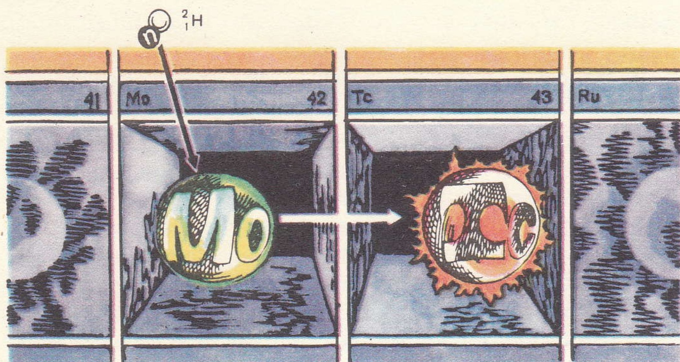
quedas de estos tres elementos en la naturaleza no daban resultado?

Al estudiar las propiedades de los núcleos atómicos los físicos llegaron a la conclusión de que los elementos con los números atómicos 43, 61, 85 y 87 no podían tener isótopos estables. Sus isótopos sólo podían ser radiactivos con períodos de semidesintegración cortos y debían desaparecer rápidamente. Por eso el hombre tuvo que crear todos estos elementos artificialmente. Y la ley periódica enseñó los caminos para sintetizar nuevos elementos. Apoyándonos en esta ley trataremos de esbozar el camino, nosotros mismos, para la síntesis del ekamanganeso. Este elemento, cuyo número es 43, fue el primero creado artificialmente.

Las propiedades químicas de un elemento vienen definidas por su capa electrónica que, a su vez, depende de la carga del núcleo atómico. El núcleo del elemento № 43 debe encerrar 43 cargas positivas y alrededor de este núcleo tienen que girar 43 electrones. ¿De qué manera es posible crear un elemento con 43 cargas en el núcleo atómico? ¿Cómo se puede demostrar que un tal elemento se ha sintetizado?

Vamos a analizar detenidamente qué elementos del sistema periódico se disponen junto a la casilla vacía destinada para el elemento № 43. Esta casilla se encuentra casi en el centro del quinto período. En el lugar correspondiente del cuarto período está el manganeso, y en el del sexto, el renio. Por eso las propiedades químicas del elemento № 43 deben ser similares a las del manganeso y el renio. Por algo, D. I. Mendeléiev, que predijo la existencia de este elemento, lo llamara ekamanganeso. A la izquierda de la casilla № 43 se encuentra el molibdeno —a este último corresponde la casilla № 42— y a la derecha, en la casilla № 44, se ubica el rutenio.

Partimos de que para crear el elemento № 43 es



Esquema de la síntesis del elemento № 43, el tecnecio.

necesario aumentar en una carga elemental la cantidad de cargas nucleares del átomo que lleva 42 de éstas. Por esta razón, para sintetizar el nuevo elemento № 43 hay que tomar como materia prima inicial el molibdeno. Este encierra en su núcleo precisamente 42 cargas. El elemento más ligero, el hidrógeno, posee una sola carga positiva. Resumiendo, podemos esperar que es posible obtener el elemento № 43 a resultas de la reacción nuclear entre el molibdeno y el hidrógeno.

Las propiedades del elemento № 43 deben parecer a las propiedades químicas del manganeso y el renio, y con el fin de revelar y demostrar la formación del elemento № 43 es preciso hacer uso de las reacciones químicas análogas a aquéllas con cuya ayuda los químicos identifican la presencia de pequeñas cantidades de manganeso y renio.

Este es el procedimiento que el sistema periódico ofrece para trazar el camino de creación de un elemento artificial.

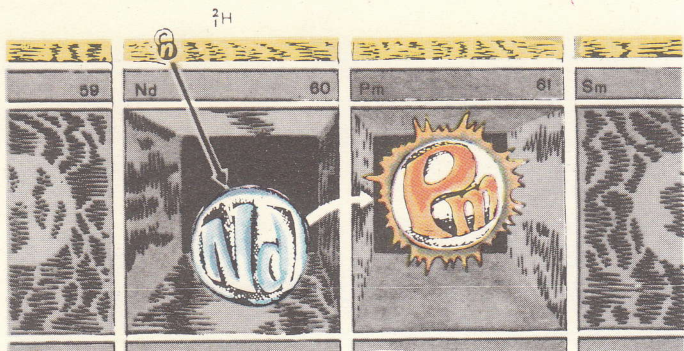
Precisamente por esta vía, la cual acabamos de esbozar, fue creado en 1937 el primer elemento químico

artificial. Recibió el significativo nombre de tecnecio, siendo el primer elemento preparado a base técnica, artificial. He aquí cómo fue realizada la síntesis del tecnecio. Una placa de molibdeno fue sometida a bombardeo intenso con núcleos de deuterio, isótopo pesado del hidrógeno; estos núcleos fueron acelerados en el ciclotrón hasta enormes velocidades.

Los núcleos del hidrógeno pesado poseedores de energía muy grande penetraron en los núcleos del molibdeno. Después de haberse sometido a irradiación en el ciclotrón la placa de molibdeno fue disuelta en una solución de ácido. Valiéndose de las mismas reacciones que son necesarias para la determinación analítica del manganeso (análogo del elemento № 43), a partir de la solución fue separada una cantidad despreciable de nueva sustancia radiactiva. Dicha sustancia representaba precisamente el nuevo elemento: el tecnecio. Al poco tiempo se estudiaron con detalle sus propiedades químicas. Estas correspondían exactamente a la posición del elemento en la tabla de Mendeléiev.

En la actualidad el tecnecio es completamente accesible. Se forma en cantidades bastante grandes en los reactores nucleares. El tecnecio está bien estudiado y ya encuentra aplicación práctica. Con ayuda del mismo se investiga el proceso de corrosión de los metales.

El método utilizado para crear el elemento № 61 se asemeja mucho a aquel en que se basa la obtención del tecnecio. El elemento № 61 debe pertenecer a las tierras raras, ya que la casilla № 61 se ubica entre el neodimio (№ 60) y el samario (№ 62). El nuevo elemento fue obtenido por primera vez en 1938, en un ciclotrón, bombardeando neodimio con núcleos de deuterio. Por vía química el elemento № 61 fue separado tan sólo en el año 1945 a partir de los



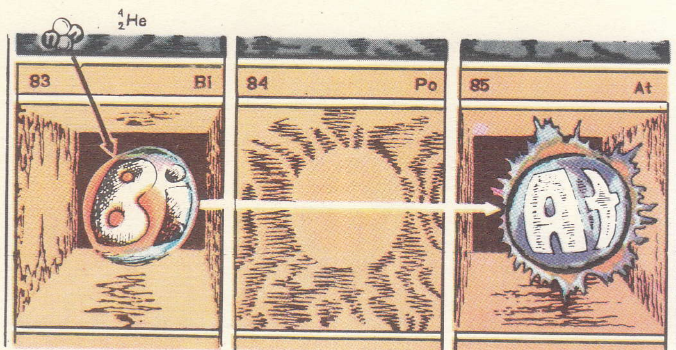
Esquema de la síntesis del elemento № 61, el prometio.

fragmentos formados en el reactor nuclear como resultado de la fisión del uranio.

El elemento recibió el nombre simbólico de prometio. El que lo denominasen así no era casual. El mito helénico versa sobre el titán Prometeo que robó el fuego del cielo y lo regaló a los hombres. Y los dioses lo castigaron: lo encadenaron a una roca y un águila enorme devoraba constantemente su hígado que crecía sin cesar. El nombre de "prometio" no sólo simbolizaba el dramático camino en que la ciencia arrancó a la naturaleza el secreto de la energía de fisión nuclear y dominó esta energía, sino también prevenía a los hombres del terrorífico peligro de la guerra.

Actualmente el prometio se obtiene en cantidades bastante grandes: se aprovecha en baterías nucleares que sirven de manantial de corriente continua y son capaces de funcionar sin interrupción durante varios años.

Por vía análoga fue sintetizado también el más pesado de los halógenos, el ikayodo, o sea, el elemento № 85. Se lo obtuvo por primera vez bombardeando



Esquema de la síntesis del elemento № 85, el astato.

bismuto (№ 83) con núcleos de helio (№ 2) acelerados en un ciclotrón hasta enormes energías.

Los núcleos de helio, segundo elemento del sistema periódico, poseen dos cargas. Por eso, para la síntesis del elemento № 85 se ha tomado el bismuto, el elemento № 83. El nuevo elemento recibió el nombre de astato (inestable). Es radiactivo y desaparece con rapidez. Sus propiedades químicas también se corresponden exactamente con la ley periódica. Es semejante a yodo.

Elementos transuránicos. Los químicos aplicaron muchos esfuerzos buscando en la naturaleza elementos que fuesen más pesados que el uranio. Más de una vez en las revistas científicas aparecían artículos anunciando triunfalmente un descubrimiento "fidedigno" de un nuevo elemento "pesado" cuya masa atómica superaba la del uranio. Por ejemplo, reiteradas veces se "descubrió" en la naturaleza el elemento № 93, adjudicándosele los nombres de "bohemio" y de

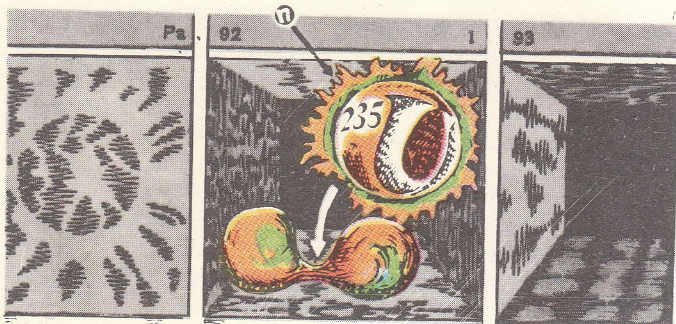
"secuanio". No obstante, estos "descubrimientos" resultaron consecuencia de errores. Testimonian cuán difícil es la precisa identificación analítica de las trazas ínfimas de un nuevo y desconocido elemento cuyas propiedades no se han estudiado.

El resultado de estas búsquedas fue negativo, ya que los elementos correspondientes a las casillas de la tabla que debía ubicarse tras la casilla № 92 prácticamente no existen en la Tierra.

Los primeros intentos de obtener artificialmente nuevos elementos más pesados que el uranio están vinculados con uno de los más interesantes errores en la historia de desarrollo de la ciencia. Se ha notado que por influencia de un flujo de neutrones muchos elementos se convierten en radiactivos empezando a emitir rayos beta. El núcleo atómico, después de haber perdido una carga negativa, se desplaza en el sistema periódico en una casilla a la derecha y su número atómico aumenta en una unidad: tiene lugar una transmutación de los elementos. De este modo, por influjo de los neutrones se forman habitualmente elementos más pesados.

Los científicos trataron de someter a la acción de los neutrones también el uranio, esperando que al igual que otros elementos el uranio adquiriría la actividad β^- y como resultado de la desintegración β^- surgiría un nuevo elemento cuyo número atómico sería mayor en una unidad. Precisamente este nuevo elemento ocuparía la casilla № 93 del sistema de los elementos de Mendeléiev. Se conjeturaba que este elemento se parecería al renio por cuya razón, de antemano, le dieron el nombre de ekarrenio.

Los primeros experimentos, al parecer, confirmaron inmediatamente esta suposición. Más aún, se averiguó que en el caso mencionado no aparecía un solo elemento nuevo sino varios. Se publicaron informes sobre cinco nuevos elementos más pesados que el



El neutrón al incidir sobre el núcleo del uranio-235 lo excita, surgiendo en este último fuertes movimientos oscilatorios parecidos a las oscilaciones de una gota de agua.

uranio. Además del ekarrenio fueron "descubiertos" el ekasomio, ekairidio, ekaplatino y ekaoro.

Y todos estos descubrimientos resultaron erróneos. Pero fue un error espléndido. Impulsó a la ciencia hacia el más grande alcance de la física durante toda la historia de la humanidad: al descubrimiento de la fisión del uranio y la dominación de la energía del núcleo atómico.

En la realidad no se encontraron ningunos elementos transuránicos. En vano se intentó hallar en los extraños elementos nuevos las supuestas propiedades que deberían de acusar los elementos desde el ekarrenio hasta el ekaoro. Y de pronto entre estos elementos, sin haberlo esperado, se descubrieron el bario y el lantano radiactivos. O sea, isótopos no de los elementos transuránicos, sino de los más comunes y corrientes, cuyos lugares se encuentran en la mitad del sistema periódico de Mendeléiev, pero eran isótopos radiactivos.

Al cabo de poco tiempo este resultado inesperado y muy extraño fue interpretado debidamente.

¿Cuál es la razón de que a partir de los núcleos atómicos del uranio que está al final del sistema periódico de los elementos, por acción de neutrones se forman núcleos de los elementos que pertenecen a la parte media de este sistema? Por ejemplo, al bombardear uranio con neutrones se engendran elementos correspondientes a las siguientes casillas del sistema periódico:

el bromo, 35	y	el lantano, 57
el criptón, 36	y	el bario, 56
el rubidio, 37	y	el cesio, 55
el estroncio, 38	y	el xenón, 54
el itrio, 39	y	el yodo, 53
el circonio, 40	y	el telurio, 52

En la mezcolanza inconcebiblemente compleja de los isótopos radiactivos formados en el uranio irradiado por neutrones se han encontrado muchos elementos. A pesar de que estos elementos resultaron ser viejos y buenos conocidos de los químicos, esta vez se presentaron como nuevas sustancias creadas por primera vez por el hombre.

En la naturaleza no existen isótopos radiactivos del bromo, criptón, estroncio y de otros muchos de los treinta y cuatro elementos —desde el cinc hasta el gadolinio— que se engendran al someter el uranio a la irradiación.

En la ciencia ocurre muy a menudo que lo más enigmático y complejo se torna sencillo y claro cuando está descifrado y comprendido. Cuando el neutrón afecta el núcleo del uranio, éste se escinde, se fisiona en dos fragmentos: dos núcleos atómicos de menor masa. Estos fragmentos pueden tener distintos tamaños y ésta

El núcleo del uranio-235 excitado por el impacto con el neutrón se fisiona en dos partes. Se obtienen dos núcleos fragmentos. Habitualmente tienen distinta masa y diferentes cargas. De este modo se da origen a isótopos radiactivos de los elementos que se encuentran en la parte media del sistema periódico.
Al escindirse el núcleo del uranio-235 de éste se desprenden dos o tres nuevos neutrones. Cada uno de éstospuede ocasionar la fisión de un nuevo núcleo del uranio-235.

es la causa de que se forman tantos isótopos radiactivos diferentes de elementos químicos ordinarios.

Un núcleo atómico de uranio (92) se escinde en núcleos atómicos de bromo (35) y de lantano (57); otro núcleo de uranio, al fisionarse, puede engendrar fragmentos que resulten ser núcleos atómicos de cripton

(36) y de bario (56). La suma de los números atómicos de los elementos — fragmentos será igual a 92.

Esto dio comienzo a una cadena de grandes descubrimientos. Pronto se esclareció que bajo el impacto del neutrón a partir del núcleo del átomo de uranio-235 no sólo se forman fragmentos, o sea, núcleos de menor masa, sino también se expulsan dos o tres neutrones. Cada uno de éstos, a su vez, es susceptible a provocar de nuevo la fisión del núcleo de uranio. Y en cada una de estas fisiones se libera una cantidad ingente de energía. Este hecho sentó los cimientos para que el hombre dominase la energía intraatómica.

Entre la inmensa multitud de productos resultantes al irradiar los núcleos de uranio con neutrones fue hallado ulteriormente el primer elemento transuránico verdadero, el № 93, que durante largo tiempo quedó inadvertido. Este elemento aparecía al incidir neutrones sobre el uranio-238. Sus propiedades químicas eran muy parecidas a las del uranio, sin tener semejanza alguna con las del renio, en oposición a lo que se esperaba durante los primeros intentos de sintetizar elementos más pesados que el uranio. Por eso no se logró descubrirlo inmediatamente.

El primer elemento creado por el hombre, elemento que se encontraba fuera del marco del "sistema natural de los elementos químicos" fue llamado neptunio, ateniéndose al nombre del planeta Neptuno. La creación de este elemento extendió para nosotros los límites fijados por la propia naturaleza, de la misma manera que el descubrimiento vaticinado del planeta Neptuno amplificó los márgenes de nuestros conocimientos sobre el Sistema Solar.

Al cabo de poco tiempo fue sintetizado también el elemento № 94. Recibió el nombre en honor del último planeta del Sistema Solar. Lo llamaron plutonio. En el


n
91
Pa
92
U
238
239
β
92
U
93
Np
239
239
β
92
U
93
Np
94
Pu
239
239

sistema periódico de Mendeléiev va detrás del neptunio, análogamente al último planeta del Sistema Solar, el Plutón, cuya órbita está situada más allá de la órbita del Neptuno. El elemento № 94 se produce a partir del neptunio durante su desintegración β.

El plutonio es el único de los transuránicos que actualmente se obtiene en los reactores nucleares en cantidades muy grandes. Al igual que el uranio-235 el plutonio es capaz de fisionarse por la acción de los neutrones y se aplica en los reactores nucleares como combustible.

Los elementos № 95 y № 96 se llaman, respectivamente, americio y curio. En la actualidad estos elementos también se producen en los reactores nucleares. Ambos elementos poseen muy alta radiactividad, emitiendo rayos α. Su radiactividad es tan grande que las soluciones concentradas de sus sales se calientan, empiezan a hervir y presentan una luminiscencia muy fuerte en la oscuridad.

Todos los elementos transuránicos —desde el neptunio hasta el americio y el curio— se han obtenido en cantidades lo suficientemente grandes. En estado puro estos elementos son metales de color plateado, todos son radiactivos y en cuanto a las propiedades químicas si bien que por ciertos rasgos se parecen entre sí, por otros se diferencian considerablemente.

El elemento № 97, el berquelio, también fue



El neutrón que va a parar al núcleo del uranio-238 se queda en éste. Se forma un nuevo isótopo del uranio: el uranio-239. Tal uranio no existe en la naturaleza. Es un átomo de vida corta que posee la radiactividad β^-.
Al perder una partícula β^-, el uranio-239 se transforma en elemento № 93 —el neptunio— que es un elemento transuránico. A su vez, el neptunio, al perder la partícula β^-, se transforma en plutonio.

separado en estado puro. Para conseguirlo el preparado puro de plutonio fue introducido en el seno de un reactor nuclear permaneciendo allí durante seis años enteros sometido a la acción de un potente flujo de neutrones. En este período en el reactor se acumularon varios microgramos del elemento № 97. Luego, el plutonio fue extraído del reactor, disuelto en ácido y de la mezcla se separó el berquelio-249 de vida más larga. Es fuertemente radiactivo: se desintegra a la mitad por un año. Hasta la fecha se logró obtener nada más que varios microgramos de berquelio, mas a los científicos esta cantidad resultó suficiente para estudiar exactamente sus propiedades químicas.

Es muy interesante el elemento № 98, el californio, el sexto después del uranio. El californio fue creado por primera vez bombardeando el blanco de curio con partículas α.

Es cautivadora la historia de la síntesis de los dos elementos transuránicos siguientes: el № 99 y el № 100. Por primera vez los hallaron en las nubes y en la "suciedad". Con el fin de estudiar lo que se formaba durante las explosiones termonucleares un avión atravesaba la nube de explosión recogiendo en filtros de papel muestras del precipitado. Justamente en este precipitado fueron encontradas las huellas de dos nuevos elementos. Para obtener datos más exactos en el lugar de la explosión fueron recogidas grandes cantidades de la "suciedad", o sea, del suelo y la roca modificados por la explosión. Esta "suciedad" fue sometida a tratamiento correspondiente en el laboratorio, separándose de la misma dos nuevos elementos. Estos recibieron los nombres de einstenio y fermio en honor de los científicos A. Einstein y E. Fermi a quienes la humanidad debe, en primer término, el descubrimiento de los caminos para dominar la energía atómica. A Einstein pertenece el

descubrimiento de la ley de equivalencia de la masa y de la energía, mientras que Fermi construyó el primer reactor nuclear. Ahora el einstenio y el fermio se obtienen en los laboratorios.

Elementos del segundo centenar. Hace relativamente poco tiempo apenas si ha habido una persona que pudiese creer que en la tabla de Mendeléiev se incluiría el símbolo del centésimo elemento. La síntesis artificial de los elementos cumplió con su tarea: para un plazo breve el fermio consumó la lista de los elementos químicos conocidos. Ahora las ansias de los científicos se encauzaron hacia metas lejanas, hacia los elementos del segundo centenar.

Pero en este camino les esperaba una barrera y no fue fácil salvarla.

Hasta ese período los físicos sintetizaron nuevos elementos transuránicos recurriendo principalmente a dos métodos. Ya sea que bombardeaban con partículas alfa y deuterones los blancos de elementos transuránicos ya sintetizados. O bien bombardeaban uranio o plutonio con potentes haces de neutrones. Como resultado se formaban isótopos de estos elementos muy ricos en neutrones los cuales después de haber pasado por varias desintegraciones β^- consecutivas se transmutaban en isótopos de nuevos transuránidos.

Sin embargo, a mediados de los años 50 estos dos métodos agotaron sus posibilidades. Las cantidades de einstenio y fermio que se lograba obtener en las reacciones nucleares eran imponderables, por lo cual era imposible aprovecharlas para preparar los blancos. El método neutrónico de la síntesis tampoco permitía avanzar más allá del fermio, ya que para los isótopos de este elemento era mucho más probable la fisión espontánea que la desintegración β^-. Se entiende que

en tales condiciones no tenía sentido hablar sobre la síntesis de un nuevo elemento.

Por eso el paso de turno los físicos lo hicieron solamente cuando se logró acumular la cantidad mínima necesaria para formar el blanco del elemento № 99. Esto ocurrió en 1955.

La creación del centésimo primero elemento puede considerarse como uno de los más espléndidos alcances de los que la ciencia, con justa razón, puede sentirse orgullosa.

Este elemento recibió el nombre del gran creador del sistema periódico de los elementos químicos Dmitri Ivánovich Mendeléiev.

El mendelevio fue obtenido de la manera siguiente. A una laminilla finísima de pan de oro se aplicó un recubrimiento imperceptible constituido aproximadamente por mil millones de átomos de einstenio. Las partículas alfa de altísima energía, perforando por detrás el pan de oro y chocando con los átomos de einstenio podían entrar en una reacción nuclear. Como resultado se formaban átomos del elemento № 101. En tal impacto los átomos de mendelevio se desprendían de la superficie del pan de oro acumulándose en otra laminilla finísima del mismo material. Este procedimiento ingenioso permitió separar en estado puro los átomos del centésimo primero elemento a partir de la mezcla compleja de einstenio y productos de su desintegración. La invisible "eflorescencia" se lavaba con ácido y se sometía a análisis radioquímico.

Se puede decir que fue un verdadero milagro. En cada experimento individual, de material de partida para crear el elemento № 101 sirvieron mil millones de átomos de einstenio, aproximadamente. Es una cantidad despreciable, mucho menor que una milmillonésima parte de miligramo, mas obtener

einstenio en una mayor cantidad era imposible. Se calculó con anterioridad que entre los mil millones de átomos de einstenio bombardeados durante muchas horas con partículas α podía entrar en reacción tan sólo un unico átomo de einstenio y, por consiguiente, podía formarse un solo átomo del nuevo elemento. Y era preciso no sólo saber detectarlo, sino también hacerlo de un modo tal que, orientándose a un único átomo, se esclareciese la naturaleza química del elemento.

Y este propósito se consiguió. El éxito del experimento superó los calculos y las esperanzas. En una experiencia se alcanzó detectar no uno sino ni más ni menos que dos átomos del nuevo elemento. En total, durante la primera serie de experimentos fueron obtenidos diecisiete átomos de mendelevio. Esta cantidad resultó suficiente tanto para constatar el hecho de haberse formado un nuevo elemento como para definir su lugar en el sistema periódico, al igual que determinar sus propiedades químicas y radiactivas fundamentales. El elemento resultó presentar actividad alfa, siendo su período de semidesintegración igual a media hora, aproximadamente.

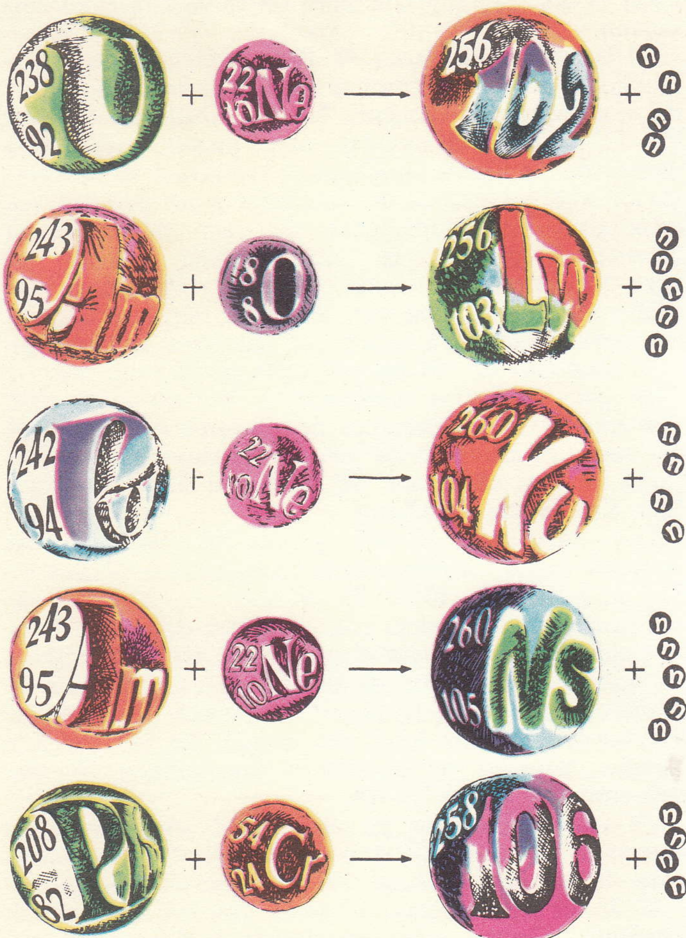
El mendelevio —el primer elemento del segundo centenar— llegó a ser una especie de jalón en el camino de la síntesis de los transuránidos. Hasta la fecha sigue siendo el último entre los elementos sintetizados empleando los viejos procedimientos, o sea, la irradiación con partículas alfa. Actualmente se han promovido al primer plano proyectiles más potentes: iones acelerados de cargas múltiples de diferentes elementos. La determinación de la naturaleza química del mendelevio basándose en un número contado de sus átomos ha sentado los cimientos de una disciplina científica completamente nueva, la físico-química de átomos individuales.

El símbolo del elemento № 102, el No, en el sistema periódico viene entre paréntesis. Este paréntesis encierra la larga y complicada historia de este elemento.

La síntesis del nobelio fue anunciada en 1957 por un grupo internacional de físicos que trabajaban en el Instituto Nobel (Estocolmo). Para esta síntesis de un nuevo elemento por primera vez se hizo uso de iones acelerados pesados. Como tales intervinieron los iones ^{13}C cuyo flujo se enviaba sobre el blanco de curio. Los investigadores llegaron a la conclusión de que acertaron a sintetizar un isótopo del elemento № 102. Dieron a este elemento el nombre en honor de Alfredo Nobel, fundador de dicho Instituto e inventor de la dinamita.

Pasó un año y los experimentos de los físicos de Estocolmo se reprodujeron casi simultáneamente en la Unión Soviética y en los Estados Unidos. Entonces se puso al descubierto una cosa muy extraña: los resultados de los científicos soviéticos y los norteamericanos no tenían nada de común ni con los trabajos del Instituto Nobel ni entre sí. Nadie y en ninguna parte consiguió repetir los experimentos efectuados en Suecia. Esta situación dio lugar a una broma bastante triste: "Lo único que quedó del nobelio es No". El símbolo introducido precipitadamente en la tabla de Mendeléiev no reflejaba el descubrimiento real de un nuevo elemento.

La síntesis fidedigna del elemento № 102 fue realizada por un grupo de físicos del Laboratorio de las reacciones nucleares del Instituto Unificado de investigaciones nucleares. En 1962—1967 los científicos soviéticos sintetizaron varios isótopos del elemento № 102 y estudiaron sus propiedades. De los Estados Unidos llegó la confirmación de estos datos. No obstante, el símbolo No hasta la fecha sigue luciendo



Esquema de la síntesis de los elementos transuránicos pesados con Z ⩾ 101.

en la casilla № 102 de la tabla sin tener a ello derecho alguno.

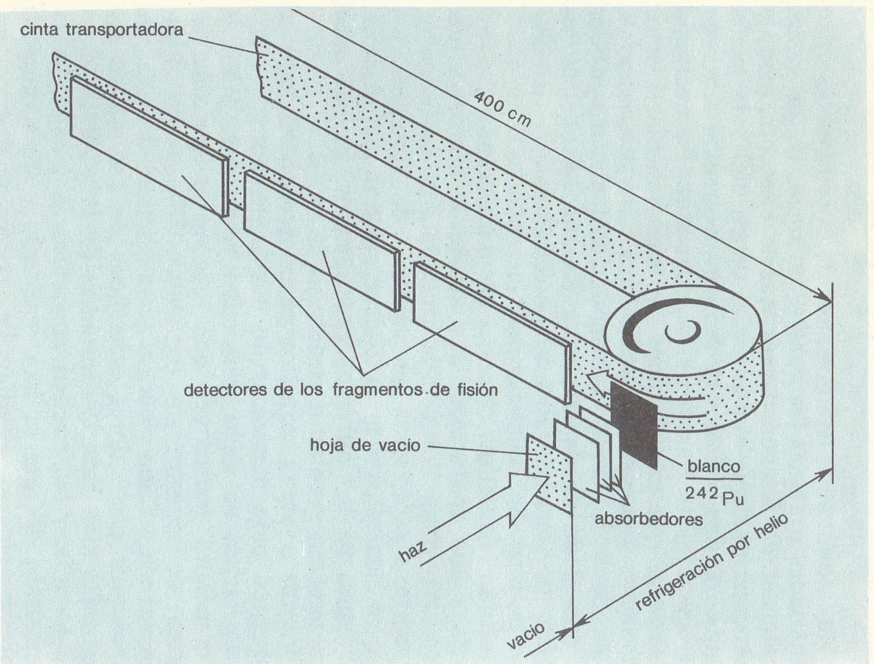
El laurencio, elemento № 103, cuyo símbolo es Lr recibió su nombre en honor de E. Lawrence, inventor del ciclotrón. Este elemento fue sintetizado en 1961 en EE.UU. Empero, en este caso no es menor, tampoco, el mérito de los físicos soviéticos. Los últimos obtuvieron varios isótopos nuevos del laurencio y por primera vez estudiaron las propiedades de este elemento. El laurencio salió a la luz también gracias al aprovechamiento de iones pesados. Un blanco de californio se irradiaba con iones de boro (o uno de americio se sometía a irradiación con iones de oxígeno).

El elemento № 104 fue obtenido por primera vez en 1964 por los físicos soviéticos. A la síntesis de este elemento llevó el bombardeo del plutonio con los iones del neón. El elemento № 104 fue llamado curchatovio (símbolo Ku) en honor del relevante físico soviético Igor Vasílievich Kurchatov.

Los elementos № 105 y № 106 también los sintetizaron por primera vez los científicos soviéticos en los años 1970 y 1974. El primero es producto de bombardeo del americio con los iones del neón. Para este elemento se propuso el nombre de nielsbohrio (Ns), en honor del científico danés. La síntesis del otro se realizó de la manera siguiente: un blanco de plomo se bombardéo con los iones del cromo. En los Estados Unidos también se efectuaron las síntesis de los elementos № 105 y № 106.

¿Y qué nos espera en el futuro? ¿Se obtendrán elementos con números atómicos mayores? ¿Hay límite para la síntesis artificial de los nuevos elementos?

El lector se enterará de todo ello en el capítulo siguiente, mientras tanto, concluiremos el presente con un breve relato sobre



Esquema del dispositivo empleado en los experimentos para sintetizar el curchatovio.

cómo se estudian las propiedades de los elementos pertenecientes al segundo centenar. Los experimentadores deben arrostrar un problema de fantástica dificultad.

He aquí sus condiciones de partida: se dan cantidades contadas (decenas o, en mejor de los casos, centenas) de átomos de un nuevo elemento, con la particularidad que estos átomos tienen una vida media muy corta (los períodos de semidesintegración se miden en segundos o fracciones de segundo). Es necesario demostrar que estos átomos son efectivamente átomos del nuevo elemento (es decir, hace falta determinar el valor de Z, así como la magnitud del número másico A con el fin de darse cuenta de qué isótopo de un nuevo transuránido se trata, precisamente) y estudiar sus propiedades químicas más importantes.

Atomos contados, el plazo de vida ínfimo...

En ayuda de los científicos acuden la rapidez y una inventiva maravillosa. Sin embargo, el investigador moderno — especialista en materia de sintetizar los nuevos elementos — no sólo debe mostrar una destreza fantástica en los finísimos experimentos. Es necesario que también domine a perfección la teoría.

Vamos a seguir aquellos pasos principales que se requieren para identificar un nuevo elemento.

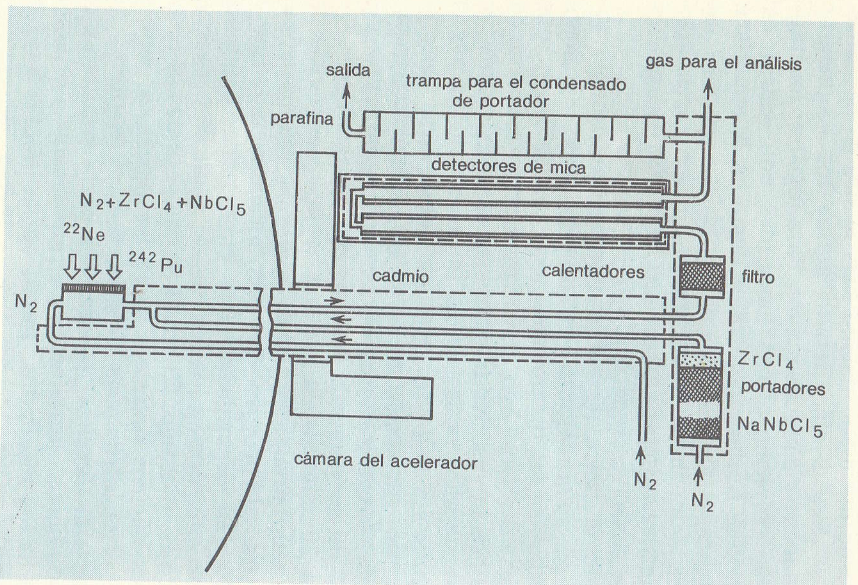
De tarjeta de visita primordial sirven ante todo las propiedades radiactivas que pueden presentarse en forma de emisión de partículas alfa o de fisión espontánea. Cada núcleo con actividad alfa se caracteriza por valores específicos de energía de las partículas alfa. Esta circunstancia da la posibilidad ya sea identificar los núcleos conocidos, o bien hacer la conclusión de que se han detectado núcleos nuevos. Por ejemplo, al estudiar las peculiaridades de las partículas alfa los científicos lograron obtener una

prueba fiable de la síntesis de los elementos № 102 y № 103.

Los núcleos fragmentarios enérgicos formados como resultado de fisión son mucho más fáciles de descubrir que las partículas alfa, debido a que los fragmentos poseen una energía mucho mayor. Para registrar los fragmentos se emplean placas fabricadas con vidrio de clase especial. Dichos fragmentos dejan en la superficie de las placas trazas apenas perceptibles. Después las placas se someten a tratamiento químico (decapado) y se las estudia escrupulosamente bajo microscopio. El vidrio se disuelve en el ácido fluorhídrico.

Cuando la placa de vidrio bombardeada con fragmentos se haya colocalo en una solución de ácido fluorhídrico, en los lugares afectados por los fragmentos el vidrio se disolverá con mayor rapidez, formándose en estos puntos hoyos. Sus tamaños superan centenares de veces los tamaños de las trazas iniciales dejadas por el fragmento. Los hoyos pueden observarse en el microscopio con pequeño aumento. Otras emisiones radiactivas hacen menores estragos en la superficie del vidrio y no se perciben después del decapado.

Ahora se concede la palabra a los autores de la síntesis del curchatovio para que nos relaten cómo transcurría el proceso de identificación del nuevo elemento. "El experimento está en marcha. Cuarenta horas sin interrupción los núcleos de neón bombardean el blanco de plutonio. Cuarenta horas seguidas la cinta porta los núcleos sintéticos hacia las placas de vidrio. Por fin el ciclotrón está desconectado. Las placas de vidrio se transfieren al laboratorio para someterlas al correspondiente tratamiento. Impacientes estamos esperando los resultados. Pasan varias horas. Bajo el microscopio se han detectado seis trazas. De acuerdo con su posición se calcula el período de semidesinte-



Esquema de la instalación que permite estudiar la naturaleza química de los átomos individuales. En esta instalación se ha demostrado que el curchatovio es análogo del hafnio y el nielsbohrio es análogo del tantalio.

gración. Este resulta hallarse dentro del intervalo de tiempo de 0,1 a 0,5 s".

He aquí cómo estos mismos investigadores cuentan sobre la evaluación de la naturaleza química del curchatovio y del nielsbohrio.

"El esquema de investigación de las propiedades químicas del elemento № 104 es como sigue. Los átomos desprendidos por impacto salen del blanco para ir a parar a un chorro de nitrógeno, se frenan en éste y luego se someten a cloración. Los compuestos del elemento № 104 con cloro penetran fácilmente a través de un filtro especial, mientras que todos los actínidos se retienen. Si el № 104 hubiera pertenecido a la serie de los actínidos, el filtro lo habría retenido. Empero, las investigaciones han demostrado que el elemento № 104 es análogo químico del hafnio. Es un importantísimo paso para completar la tabla de Mendeléiev con nuevos elementos.

Luego en Dubná se han estudiado las propiedades químicas del elemento № 105. Se averiguó que sus cloruros se absorbían en la superficie del tubo por el cual se alejaban del blanco, a una temperatura menor que los cloruros de hafnio pero más alta que los cloruros de niobio. Podrían comportarse de tal manera sólo los átomos de un elemento próximo por sus propiedades químicas al tantalio. Fíjense en la tabla de Mendeléiev: ¡el análogo químico del tantalio es el elemento № 105! Por eso los experimentos sobre la adsorción en la superficie de los átomos del centésimo quinto elemento han confirmado que sus propiedades coinciden con las presagiadas a base del sistema periódico".

Una mirada al futuro

Ya en el ocaso de sus años, el 10 de julio de 1905, D. I. Mendeléiev apuntó en su diario: "Por lo visto, el futuro no amenaza a la ley periódica con destruirla, lo único que le presagia es añadiduras y desarrollo..." Lo justo de estas palabras del gran científico se ha confirmado reiteradas veces y se confirmará en adelante.

Las "añadiduras" y el "desarrollo" se pueden entender tanto en el sentido figurado como en el literal. En el primer caso se trata de penetrar más profundamente en la esencia del fenómeno de la periodicidad, de revelar nuevas propiedades y descubrir nuevas leyes generales que rigen el comportamiento de los elementos químicos. En el segundo caso se tiene en cuenta la ampliación de la esfera de acción de la ley periódica y del sistema periódico como resultado de sintetizar nuevos elementos químicos.

Quisiéramos echar una mirada al futuro de la ley periódica. Esta es cual un robusto árbol exento de ramitas predestinadas a secarse. Por el contrario, cada vez brotan de él nuevos retoños jóvenos. Y necesitaríamos varios volúmenes gruesos si, imitando a un botánico, tratásemos de dar una descripción de cada rama y retoño y de conjeturar las vías y particularidades de su ulterior crecimiento.

Por eso nos detendremos sólo en aquello que consideramos lo más importante.

La ley periódica de los núcleos atómicos. D. I. Mendeléiev formuló la ley periódica basándose en las particularidades del cambio (periódico) de las propiedades de los elementos químicos dispuestos según el valor de sus pesos atómicos.

G. Moseley demostró que no son los pesos atómicos

sino las cargas de los núcleos atómicos las que rigen el cambio periódico de las propiedades de los elementos.

N. Bohr explicó la causa de la periodicidad por el hecho de que se repiten periódicamente los tipos semejantes de las configuraciones electrónicas de los átomos. La hipótesis de Bohr significaba una profunda penetración en la médula de la ley periódica. Esta ley descubierta para los elementos químicos fulguró con una nueva faceta suya, manifestándose como ley periódica de la estructura de los átomos.

Cuando fue descubierto el fenómeno de isotopía, el núcleo atómico atrajo la más fija atención de los científicos, puesto que la existencia de los isótopos podía explicarse sólo basándose en el modelo de la estructura del núcleo. Durante un plazo relativamente largo se suponía que los núcleos se componen de los núcleos de hidrógeno (protones) y los llamados electrones nucleares. Después de haber sido descubierto el neutrón (1932) triunfó el esquema protono-neutrónica de la estructura de los núcleos que sigue en pie hasta la fecha.

De año en año creció el número de isótopos hallados para los elementos estables. Resultó que más de 3/4 partes de éstos tienen isótopos, con la particularidad de que algunos los tienen en una cantidad muy grande. Por ejemplo, el estaño tiene 10 isótopos. Con el tiempo los científicos empezaron a obtener artificialmente isótopos radiactivos de todos los elementos químicos por medio de diferentes reacciones nucleares semejantes a las que describimos al hablar sobre la síntesis de los nuevos elementos.

Actualmente se conocen en total más de 1900 núcleos atómicos distintos (estables y radiactivos) para 106 elementos químicos. ¿Cuántos de ellos ha creado la naturaleza y cuántos el hombre? Una tal confrontación lleva a un resultado inesperado y sorprendente.

En la naturaleza, para 89 elementos se han hallado 325 isótopos diferentes. Hasta hace muy poco se consideraba que en la naturaleza existen muy pocos isótopos radiactivos.

Se ha establecido que 17 isótopos radiactivos pertenecen a la familia del uranio-238, mientras que en la familia de desintegración de torio se encuentran 11 isótopos, en la cadena de desintegración del uranio-235 han sido hallados 14 isótopos. Además, en la naturaleza han sido descubiertos los isótopos radiactivos "solitarios": potasio-40, rubidio-87 y varios otros.

Se ha establecido también que en la atmósfera se forman y desaparecen continuamente el carbono-14 y el tritio, que es un isótopo del hidrógeno. Los demás isótopos naturales —cerca de 280— se consideraban estables.

Sin embargo, en los últimos decenios el progreso de la técnica de medición condujo a resultados inesperados. Muchos de los isótopos que se estimaban estables incondicionalmente, en la realidad se presentaron también como inestables, radiactivos. Ya se han hallado más de 20 isótopos de esta índole.

Hay entre ellos verdaderamente maravillosos: por ejemplo, calcio-48 cuya vida media constituye $10^{21}-10^{22}$ años, o el isótopo plomo-204 con el período de semidesintegración igual a $1{,}4 \cdot 10^{18}$ años.

De este modo existen en la naturaleza un poco más de 300 diferentes núcleos estables y radiactivos. Entre tanto en el lapso transcurrido desde el momento en que fueron hallados los caminos para crear nuevos elementos radiactivos, el hombre supo obtener más de 1600 nuevos núcleos radiactivos para todos los elementos, sin excepción.

¿Serán establecidas alguna vez cualesquiera regularidades comunes en aquellas propiedades de la materia que dependen solamente del núcleo atómico?

Esta cuestión es trascendental y tiene importancia de principio. La cognición de la naturaleza por el hombre, en el futuro, también depende de la respuesta a esta pregunta. Y esta respuesta es el camino hacia la penetración en los enigmas de la estructura del núcleo atómico que hoy día sigue siendo inaccesible en muchos aspectos.

El estudio sistemático de las propiedades del número ingente de los núcleos estables y radiactivos de todos los isótopos naturales y artificiales lleva a la importante conclusión de que en el núcleo atómico existen niveles energéticos a semejanza de como existen niveles energéticos en las capas y subniveles electrónicos de los átomos.

La confrontación de las propiedades más variadas de los isótopos, las cuales dependen de la estructura del núcleo atómico, con el número de neutrones o protones que entran en su composición hace sacar la conclusión de que en los núcleos existen capas neutrónicas y protónicas. En la estructura de los núcleos atómicos hay períodos análogamente a como existen períodos en la estructura de las capas atómicas. Un modelo nuclear de esta índole lleva el nombre de modelo de capas nucleares o, simplemente, modelo de capas. Y si bien las capas electrónicas exteriores llegan a ser especialmente estables cuando las cargas de los núcleos son iguales a 2 (helio), 10 (neón), 18 (argón), 36 (criptón), 54 (xenón) y 86 (radón), las envolturas neutrónicas y protónicas intranucleares alcanzan el máximo de estabilidad cuando los núcleos atómicos contienen 2, 8, 20, 50, 82 y 126 nucleones (protones o neutrones). Estos números admirables (que no en vano recibieron el nombre de números mágicos) determinan la estabilidad de los núcleos atómicos y una especial periodicidad en el cambio de sus propiedades físicas.

Los isótopos cuya cantidad de protones o neutrones corresponde a los números mágicos se caracterizan por una abundancia especialmente alta en la naturaleza y los elementos con el número mágico de protones poseen una cantidad particularmente grande de isótopos estables. Los núcleos mágicos se presentan como los más "inertes" cuando se trata de captar los neutrones en las reacciones nucleares y son sumamente resistentes.

Todas las cuatro cadenas de desintegración radiactiva del uranio, actinouranio, torio y neptunio finalizan en núcleos mágicos: $^{206}_{82}Pb$, $^{207}_{82}Pb$, $^{208}_{82}Pb$, $^{209}_{83}Bi$.

El estudio de tales propiedades de los núcleos atómicos como son las propiedades magnéticas, la abundancia absoluta, el defecto de masa del núcleo, la energía de enlace, la radiactividad, demuestra que en éstas se observan cambios periódicos debidos a la presencia en algunos núcleos del número mágico de protones o neutrones. Con estos núcleos estables se concluyen los períodos en la sistemática de los núcleos atómicos análogamente a como en la tabla de los elementos químicos los períodos terminan en la tabla de los elementos químicos los períodos terminan en los átomos de los gases nobles.

Hasta la fecha se ha descubierto y obtenido artificialmente aproximadamente un cuarto de la totalidad de los núcleos que, de principio, son capaces de existir. Por esta razón es todavía pronto hablar que subsiste ya un sistema periódico de los núcleos atómicos, sin embargo, el fenómeno de periodicidad es válido no sólo para la capa electrónica del átomo, sino también para el núcleo atómico, que hace muy poco aún ha sido inaccesible para el investigador. Este hecho testimonia que las posibilidades que encierra la ley periódica son inagotables.

¿Dónde está el límite para el número de elementos? En la actualidad tenemos conocimiento de 106 elementos químicos. ¿Y cuántos pasos más se harán hacia la ignota región de los transuránidos? ¿Cuántas veces más tendrán la posibilidad los científicos de experimentar alegría con motivo de haber sintetizado otro elemento nuevo?

El período de semidesintegración del elemento № 106 por su fisión espontánea constituye nada más que una centésima parte de segundo, o sea, 10^{-2}s. Esta magnitud en grado considerable ya está cerca del límite. Para determinar la naturaleza física y química del nuevo elemento este intervalo de tiempo apenas si es suficiente. No obstante, un elemento cuya vida media tiene este valor no puede considerarse, claro está, como último en el sistema periódico.

El límite para la existencia de los nuevos elementos debería llegar cuando los núcleos de sus átomos se desintegren, de hecho, en el instante de su formación (en un intervalo de 10^{-20}s). Así opinan los científicos. En principio, se podría considerar que fuese posible sintetizar núcleos con la vida media mucho menor que la del elemento № 106. Otra cosa es que los núcleos de esta índole meramente sería imposible estudiar.

Los científicos hace mucho que planteaban la pregunta: ¿qué valor de la carga nuclear debe ser, en fin de cuentas, crítico? Después de sintetizar felizmente y estudiar las características nucleares de los isótopos de los elementos transuránicos los físicos llegaron a una conclusión poco consoladora: la frontera de la síntesis de los nuevos elementos debe encontrarse en algún lugar con los núcleos cuyo Z tenía este valor serían inestables en absoluto. Por consiguiente la frontera superior del sistema periódico de los elementos resultó hallarse muy cerca.

Empero, como ocurre a menudo en la ciencia, deducciones evidentes de pronto dejan de serlo.

Recordemos los acontecimientos de varios decenios atrás, en la época en que no existía la síntesis artificial y los científicos discutían si eran posibles en la naturaleza elementos más pesados que el uranio. En la opinión de la mayoría esta posibilidad era muy dudosa ya que dichos elementos, a consecuencia de una fuerte radiactividad hacía mucho que hubieran debido desintegrarse transformándose en elementos más ligeros. Sin embargo, hubo investigadores que se atrevían a promover sugerencias más que osadas.

En efecto, entre los elementos naturales radiactivos los más pesados (el torio y el uranio) son al mismo tiempo los de vida más pesados (el torio y el uranio) son al mismo tiempo los de vida más larga. Esto significa que carece de razón la tesis de que cuanto más pesado es un elemento con tanta mayor fuerza se manifiesta en él la radiactividad. Y surgía la pregunta: ¿Por qué los elementos transuránicos más cercanos al uranio deben tener una vida media mucho más corta? ¿Qué fundamentos existen para esta afirmación? Resultó que, hablando con propiedad, ninguno. La física nuclear que estaba en los albores de su vida no podía todavía ofrecer explicaciones plausibles. Si se comparan entre sí los períodos de semidesintegración de los isótopos naturales de todos los elementos radiactivos desde el polonio hasta el uranio, obtenemos un surtido caótico de números que rechaza subordinarse a una ley cualquiera.

A pesar de todo, el físico-químico R. Swienne, en los años 1913–1914, trató de descubrir aquí alguna regularidad. El destino de este científico letón actualmente casi olvidado tomó tal cariz que la mayor parte de su vida trabajó en Alemania. Swienne realizó un análisis sumamente escrupuloso del comportamiento

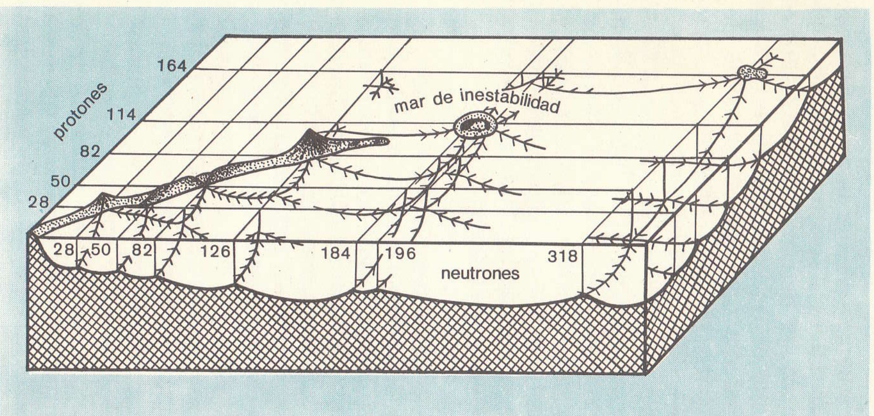
y de las propiedades de los isótopos rediactivos. En aquella época se conocían sólo dos tipos de transmutaciones radiactivas: la desintegración alfa y la desintegración beta. Swienne llegó a descubrir que en las familias radiactivas se observaba una alternación más o menos regular de estos tipos. Pero su conclusión principal residía en que después de varios isótopos de vida corta aparecía una especie de islote de isótopos con vida más larga. El torio y el uranio correspondían precisamente a uno de tales islotes.

Al sacar esta conclusión Swienne tomó la decisión de hacer otro paso, traspasar el margen del uranio. Según sus cálculos, cabía esperar nuevos islotes en la región de elementos desconocidos con los números atómicos 98–102 y 108–110. Sin embargo, ulteriormente se puso en claro que las ideas de Swienne respecto a estos elementos no se confirmaron.

Nadie quiso tomar en serio sus razonamientos. No obstante, Swienne siguió adelante por su camino: emprendió la búsqueda de estos elementos en la naturaleza. Investigó el polvo de procedencia cósmica recogido en los glaciares de Groenlandia por el famoso explorador de las regiones árticas Nordenskjöld. En 1925 Swienne comunicó que en el espectro de rayos X del polvo se revelaron líneas que, por lo visto, pertenecían al elemento con el número atómico 108 (¡!).

Tan sólo a mediados de los años sesenta esta idea —la hipótesis sobre los islotes de estabilidad relativa de los elementos con los números atómicos muy grandes— volvió a aparecer a la luz.

Los científicos decidieron extender el modelo de envoltura del núcleo a las zonas con valores altos de Z. En el lenguaje de los matemáticos esta operación lleva el nombre de extrapolación. Mediante la extrapolación los físicos decidieron calcular cuáles cantidades más de protones (Z) y neutrones (N) en el núcleo pueden ser



Esta es la representación alegórica de los "islotes de estabilidad" en el "mar de inestabilidad" propuesta por el científico norteamericano G. Seaborg.

mágicas y cómo se comportarán tales núcleos. ¿Acaso serán más estables con relación a la fisión espontánea que sus vecinos?

Se logró verificar los cálculos utilizando computadoras electrónicas rápidas. Y como sucede con frecuencia las conclusiones de los teóricos sorprendieron sobremanera el mundo científico. Estas conclusiones, en forma concisa, consistían en lo siguiente.

Los números de protones $Z = 114$, 126, 164 e incluso 184 (¡!), así como de neutrones $N = 184$ y 318 deben ser mágicos ya que precisamente para estos valores de Z y N tiene lugar el llenado de las envolturas protónicas y neutrónicas de turno. Por consiguiente, es de esperar que los núcleos mágicos correspondientes manifiesten una estabilidad bastante alta respecto a la fisión espontánea. Conforme a los cálculos la vida media de tales núcleos debe superar 10^{15} años.

Los teóricos comprobaban y volvían a comprobar sus conclusiones recurriendo a los más diversos métodos, pero la deducción definitiva era que el cuadro expuesto antes, en conjunto, se presentaba como bastante fiable. Fiable hasta tal grado como lo permite considerar el nivel contemporáneo de los conocimientos físicos. A estos elementos hipotéticos con los valores mágicos de Z y N los llamaron superelementos.

Lamentablemente, los superelementos pueden desintegrarse no sólo por la vía de fisión espontánea. Para ellos es propia también la disintegracion alfa o la desintegración beta, y huelga decir que con mucha mayor probabilidad. Esta es la causa de que la vida total de los superelementos resulta ser mucho menor. Puede medirse en minutos, horas, días, años, siglos y, posiblemente, hasta en milenios.

Incluso en el caso de que los períodos de semidesintegración de los superelementos se aprecian

en minutos, de todos modos se abre una posibilidad completamente real para sintetizarlos. Y no sólo para sintetizarlos. Muchos científicos, no sin fundamento, suponen que algunos de los "matusalenes" se pueden descubrir en objetivos naturales, por ejemplo, en los meteoritos, los rayos cósmicos y el suelo lunar. Desgraciadamente, las búsquedas sumamente minuciosas efectuadas en los últimos siete u ocho años no iban acompañadas de algunos hallazgos infalibles. Desde el punto de vista objetivo, la síntesis nuclear promete más cuando se trata de la "irrupción" en las zonas de los superelementos.

¡¿Se da Ud cuenta de cuánta trascendencia sería aunque sea una sola "irrupción" coronada por éxito?! Con ello la hipótesis sobre los islotes de estabilidad relativa se convertiría en teoría a la cual deberían rendir homenaje incluso los escépticos más acerbos. Sin embargo, en este caso concreto la síintesis se presenta tan complicada y antojosa que ante ella se eclipsan todas las dificultades con que los científicos ya han tropezado en el curso de la síntesis de los transuránidos conocidos.

La meta más próxima es el elemento № 114. Basándose en el sistema periódico es posible predecir con detalle sus propiedades. Será un análogo pesado del plomo, "ekaplomo", ateniéndose a la terminología de Mendeléiev. Lo más deseable sea sintetizar el isótopo $^{298}114$ que contendrá 184 neutrones y 114 protones, ya que un núcleo de esta índole, doblemente mágico, debe ser especialmente estable frente a la escisión espontánea.

Para la síntesis puede haber una sola vía: bombardear blancos de elementos transuránicos, por ejemplo, de plutonio, curio o fermio con acelerados iones pesados, digamos, tales como los de calcio, argón o silicio.

Sin embargo, tropezamos con que cualesquiera combinaciones de blancos, que los investigadores tienen a su disposición, y de pesados iones no proporcionan isótopos del elemento № 114 cuyo número de neutrones sea próximo a 184. Es posible contar con la síntesis de los isótopos con *N* (número de neutrones) mucho menor, pero tales isótopos perderán en estabilidad.

Por el contrario, teóricamente es posible obtener un isótopo del elemento № 126 con el número másico 310 (es decir, con 184 neutrones), empero éste, con toda probabilidad, tendrá una fuerte actividad β^- y un pequeño período de semidesintegración. En caso de poder sintetizarlo, se planteará el problema de elaborar una metodología especial para determinar su naturaleza química. Esto, a su vez, requiere saber pronosticar con antelación las propiedades más importantes de dicho elemento. Sin embargo, al ponernos la pregunta de cuáles precisamente pueden ser estas propiedades y análogo de qué elemento será el № 126, tendremos que reconocer que por ahora la ciencia es incapaz de dar una respuesta en algún grado determinada. Y el porqué de ello se explica en el siguiente apartado.

Finalmente, el académico G. N. Fliórov sugirió una idea sumamente original de la síntesis de los superelementos. Por ejemplo, propone irradiar el uranio con iones de uranio. El núcleo-monstruo resultante de su fusión experimentará al instante una escisión espontánea, con la particularidad de que entre los fragmentos de la fisión aparecerán, con alto grado de probabilidad, los isótopos de los elementos № 114 y № 126.

En cuanto a los elementos con $Z = 164$ y 184 cerca de los cuales los científicos suponen encontrar otros islotes de estabilidad, en el caso dado la discusión de cualesquiera pasos prácticos es meramente anticipada.

Por ahora es evidente que el problema del límite superior del sistema sigue siendo uno de sus enigmas más importantes. Y revelar este enigma corre a cargo de las generaciones venideras.

Difuminado de la periodicidad (Periodicidad difusa). Ahora hay que volver a aquellas páginas del libro en las que se expuso cómo está estructurado el sistema periódico de los elementos. Su estructura confirma que, realmente, es periódico.

En efecto, empezando por su primer período en cada período se repiten regularmente los elementos *s*; empezando por el segundo, los elementos *p*; empezando por el cuarto, los elementos *d*. Lo más característico es que la fronteras entre las capas y los subniveles electrónicos individuales son muy nítidas. Es decir, su estructuración comienza precisamente en los átomos de aquellos elementos que predice la teoría del sistema periódico. Y termina en el lugar en que le conviene finalizar de acuerdo con la teoría.

Esta armonía reina en el sistema abarcando cinco períodos. En el sexto período ya aparece cierto desarreglo. Este desarreglo es único, pero merece que se le preste atención. Al releer la página del libro que trata de los elementos de las tierras raras, recuérdese cómo se realiza el llenado del subnivel $4f$ con 14 electrones.

Ante todo, el primer electrón $4f$ aparece no en el lantano ($Z = 57$), como convendría, sino en el elemento siguiente, el cerio ($Z = 58$); segundo, la construcción del subnibel $4f$ se interrumpe en el gadolinio ($Z = 64$) donde vuelve a aparecer el electrón $5d$. De aquí, precisamente, se infiere que la divisoria entre los subniveles $5d$ y $4f$ parece difuminada. Exteriormente, este fenómeno se manifiesta en que existe un conjunto de QUINCE elementos de las tierras raras que son muy

parecidos en cuanto a sus propiedades químicas (desde el lantano hasta el lutecio), aunque el llenado de la capa 4*f* se opera a lo largo de TRECE elementos (ya que el gadolinio "sale del juego"). Esta es la razón de que la disposición adoptada de los elementos de las tierras raras en el sistema periódico (todos se alojan en una misma casilla con el lantano y la serie de los lantánidos se descifra (se desarrolla) en la parte inferior de la tabla) resulta ser, desde luego, la única disposición satisfactoria.

Ahora veamos cómo está estructurado el séptimo período. Fíjense en la serie de los elementos situada en la parte más baja de la tabla, o sea, en los actínidos. Del mismo modo como los 14 lantánidos del sexto período se disponen todos en una sola casilla del lantano, los 14 actínidos ocupan en conjunto la casilla del actinio en el séptimo período. Cuando se trata de los lantánidos este método es, en general, correcto, ya que los catorce elementos —desde el cerio hasta el lutecio— se parecen en sumo grado entre sí y al lantano.

Sin embargo, en el caso de los actínidos no tenemos tanta semejanza química. En la primera mitad de esta familia cada elemento conserva su fisonomía propia. El torio no se parece al actinio, el uranio se distingue tanto de su vecino de la izquierda, el protactinio, como del de la derecha, el neptunio. También tienen sus singularidades distintivas el plutonio, el americio y el curio.

Para los lantánidos es especialmente característica la casi constante valencia igual a 3, tan sólo algunos de los elementos de las tierras raras pueden ser tetravalentes (el recio, el praseodimio y el terbio) o divalentes (el samario, el europio y el iterbio). El estado trivalente es el más estable.

En cambio, cada uno de los actínidos dispone de un

arsenal muy rico de valencias. Por ejemplo, el uranio puede presentar valencias iguales a 2, 3, 4, 5 y 6. El neptunio y el plutonio ni siquiera con esto quedan satisfechos. En 1967 los científicos soviéticos N. N. Krot y A. D. Guelman revelaron que estos elementos pueden ser heptavalentes y en 1974 se obtuvieron compuestos de americio heptavalente. Solamente después del curio los actínidos, hablando metafóricamente, nivelan en cierto grado su comportamiento químico, llegando a ser prevaleciente su estado trivalente. Sin embargo, aquí también hay sus sorpresas.

El objetivo que perseguimos al exponer lo anterior era convencer al lector de que de ningún modo se puede considerar los actínidos una familia de elementos químicos análoga a la de los lantánidos. ¿Acaso el torio, el uranio o el neptunio se parecen al actinio que no se presenta en otro estado que el trivalente? La denominación de "actínidos" la propuso en 1945 el científico norteamericano G. Seaborg, pero en aquel entonces se contaba todavía con un número muy reducido de elementos transuránicos y sólo se procedió el estudio de sus propiedades.

Resumiendo tenemos: en el séptimo período del sistema de los elementos existe un gran conjunto de éstos que no podemos disponer en la tabla de tal modo que un químico lo pueda admitir incondicionalmente.

Ahora centramos la atención en las casillas № 104, 105 y 106 en las cuales se alojan tres elementos químicos sintetizados. El curchatovio, como ha demostrado la evaluación de su naturaleza química es parecido a hafnio y el № 105 al tantalio. Aquí huelga decir que durante muchos decenios se consideraban como análogos del hafnio y del tantalio el torio y el protactinio, respectivamente. Y bajo el volframio se colocaba el uranio. Nadie ponía en tela de juicio esta

disposición hasta el momento en que apareció la idea sobre la familia de los actínidos.

Bueno, ¿cuál de los elementos debe situarse bajo el hafnio: el torio o el curchatovio? ¿Y cuál de dos elementos: el protactinio o el № 105, conviene considerar como análogo directo del tantalio? La armonía arquitectónica del edificio del sistema periódico en su planta baja —el séptimo período— se infringe señaladamente. La naturaleza arquitecto complicó en grado considerable su estructuración. Los marcos de la tabla de Mendeléiev resultaban demasiado rígidos para que fuese posible ubicar dentro de ellos irreprochablemente los elementos con los números atómicos desde 90 hasta 106 y siguientes.

¿En qué estriba la explicación del hecho de que los elementos del séptimo período manifiestan propiedades tan singulares que se ve vulnerada sensiblemente su analogía con el sexto período? Ante todo, debido a la brusca dilución de la divisoria entre los subniveles *6d* y *5f*. Para los elementos desde el torio hasta el americio estos subniveles casi no se distinguen entre sí, es decir, los electrones que los ocupan se caracterizan por valores muy próximos de su energía. Por consiguiente, los átomos de los actínidos adquieren la posibilidad de manifestar distintas valencias. En consecuencia, su química es mucho más rica que la de los lantánidos.

El fenómeno en que los subniveles vecinos carecen de fronteras nítidas, infringiéndose, de modo que esta infracción repercute en las propiedades de los elementos correspondientes, este fenómeno puede llamarse difuminado de la periodicidad.

Los ordenadores relatan sobre la química que todavía no existe. Si el lector aún no está enterado le explicaremos que se denominan ordenadores máquinas calculadoras. Llevan este nombre común diferentes

dispositivos y mecanismos de cálculo, incluyendo computadoras electrónicas rápidas. Los ordenadores pueden cumplir muchísimas tareas. Sin su asistencia la ciencia y la técnica modernas no podrían dar ni un paso. Estas máquinas prestan al hombre una ayuda colosal, permitiéndole hacer pronósticos en las más diversas esferas.

Ya mencionamos que los ordenadores ayudaron a los científicos a vaticinar la existencia de islotes de estabilidad relativa para los núcleos con Z de valores muy grandes.

Parece muy sugestivo tratar de presagiar las propiedades las cuales podrían poseer los superelementos, digamos, los elementos del octavo período del sistema periódico. Valiéndose de los ordenadores los físicos han calculado (precisamente, ¡calculado!) las propiedades más importantes de estos elementos. De esta manera se creó una corriente científica entera la cual un científico llamó muy acertadamente, pero con dejo de ironía, química de los ordenadores.

Vamos a ver qué datos extrajo esta química respecto a los elementos del octavo período. Este período, como suponen los científicos, debe contener 50 elementos. Empieza por un metal alcalino con el número atómico 119 y termina en un gas inerte con el número atómico 168. En el lenguaje de las capas electrónicas su estructura puede anotarse así:

$8s^2$	$5g^{18}$	$6f^{14}$	$7d^{10}$	$8p^6$

Como se ve, en el octavo período deben aparecer elementos sin parangón en cualesquiera de los períodos anteriores. Se trata de los elementos $5g$. Corresponden al valor $l = 4$ del número cuántico orbital, por lo

tanto, su cantidad debe alcanzar 18, ni más ni menos. Sin embargo, mientras que la aparición de los electrones 4*f*, como se sabe ya, correspondía a la construcción de la antepenúltima capa, la aparición de los electrones 5*g* va a corresponder a la construcción de una cuarta capa contando desde el exterior. Estos electrones consuman la estructuración del nivel *O* con el número cuántico principal $n = 5$, que comenzó a llenarse mucho antes, en el atomo de rubidió con $Z = 37$. Los electrones 5*g* vienen inmersos en las profundidades aún mayores del átomo que los electrones 4*f*, en consecuencia, el influjo que ejercen sobre las propiedades químicas de los elementos debe ser todavía menor. Por eso cabe pensar que los elementos 5*g* deberían de ser, químicamente, aún más semejantes que los lantánidos.

El superelemento con $Z = 126$ va mencionado en nuestro relato pertenece precisamente a los elementos 5*g*. De habernos quedado dentro de los márgenes de la lógica de los razonamientos anteriores, sería permisible pensar que su estado principal de valencia equivaldría a + 3 y, a semejanza de sus deudos, podría pertenecer al tercer grupo del sistema. De la misma manera, convendría referir a los elementos 8*p* otro superelemento hipotético con $Z = 164$, que por sus propiedades se presentaría como análogo, todavía más pesado que el elemento № 114, del plomo. No obstante, cuando intervinieron los ordenadores, de estos razonamientos al parecer tan lógicos no quedó ni rastro.

Los ordenadores calcularon que el orden de estructuración de los subniveles electrónicos en los átomos de los elementos del octavo período debía ser extraordinariamente complicado. Aquí, el difuminado de la periodicidad llega a ser más bien regla que una excepción de la regla, como sucedió en los períodos

sexto y séptimo donde, en conjunto, se mantenía el orden general.

El contar con pormenores cómo ocurre todo ello es un asunto complicado y, además, dudamos si es necesario hacerlo. Incluso los especialistas son incapaces de desembrollar hasta el final la maraña de las configuraciones electrónicas. Por eso señalaremos tan sólo las conclusiones fundamentales a las que llegó la química de los ordenadores.

CONCLUSIÓN PRIMERA. En las configuraciones electrónicas de los elementos con $Z = 121$ y 122 no aparecen electrones $5g$ ni $6f$ y ni siquiera electrones $7d$. El hecho es que aparecen dos electrones $8p$. Recuérdense que los electrones p se presentan inmediatamente después de los electrones s sólo en el segundo y el tercer períodos del sistema periódico.

CONCLUSIÓN SEGUNDA. A continuación observamos una verdadera mezcolanza de electrones pertenecientes a diferentes subniveles, y el elemento con $Z = 164$ también puede revclar sorprendentes cualidades. En este elemento se concluye la construcción del subnivel $7d$, mientras que los electrones exteriores ($8s$ y $8p$) se ven ligados tan íntimamente al núcleo que se excluye totalmente su participación en los enlaces químicos. Debido a esto el elemento con $Z = 164$ tiene que ser muy inactivo desde el punto de vista químico. Pero aquí no terminan las maravillas, como lo evidencia...

CONCLUSIÓN TERCERA. En el elemento № 165 y en su vecino № 166 aparecen electrones... $9s$. Y esto sucede a pesar de que la estructuración del subnivel $8p$ (que debe, precisamente, contener seis electrones) todavía no ha finalizado. Entonces, ¿qué significa este hecho? Que el octavo período no termina en el elemento № 168, como era lógico de suponer, sino en el elemento con $Z = 164$.

Según testimonia la CONCLUSIÓN CUARTA siguen

ocurriendo cosas fantásticas: los elementos 167 y 168 son elementos $9p$ y únicamente en el intervalo de los números atómicos de 169 a 172 se ve concluido (¡al fin y al cabo!) el subnivel $8p$. De esta manera se forma, por fin, el noveno período completamente formidable:

$9s^2$	$9p^2$	$8p^4$

Igualmente corto y conteniendo también 8 elementos como el segundo y el tercer períodos.

La trama parece desarrollarse como en un cuento de hadas. Si los científicos, al componer el programa e introducirlo en los ordenadores, no trabucaron cosa alguna y, en efecto, el asunto debe presentarse justamente así, entonces cabe señalar que el fenómeno de periodicidad descubierto por D. I. Mendeléiev resulta muchísimo más profundo y complejo que se lo podían figurar tan sólo varios años atrás.

Un mundo de maravillosos elementos químicos y sus compuestos, mundo absolutamente insólito y lleno de sorpresas y enigmas, de aquí lo que puede aguardar a los científicos en la perspectiva. Falta "poco": demostrar experimentalmente que la hipótesis sobre los islotes de estabilidad relativa no es un mito científico del siglo XX, así como sintetizar los superelementos y estudiar sus propiedades.

La omnipresente ley

En 1969 se cumplieron cien años desde el día de descubrimiento de la ley periódica de los elementos químicos. Se inició el segundo siglo de su marcha triunfal.

Es imposible estudiar la química sino basándose en la ley periódica y el sistema periódico de los elementos. ¡Cuán absurdo parecería un manual de química sin la tabla de Mendeléiev! Sin embargo, no es suficiente y, además, no existe necesidad de ello, retener en la memoria el orden de sucesión en que se disponen los

elementos químicos en la tabla de Mendeléiev. Otra cosa es indispensable: hay que entender CÓMO están relacionados entre sí los distintos elementos y POR QUÉ guardan precisamente esta relación. Sólo en este caso el sistema periódico se convertirá en acervo riquísimo de información sobre las propiedades de los elementos y sus compuestos, un acervo que apenas si tendrá igual.

Un químico experto, sólo con echar una mirada al lugar que ocupa cualquier elemento químico en el sistema, puede relatar de él muchas cosas: si este elemento es metal o no metal; si forma o no hidruros, o sea, compuestos con hidrógeno; qué óxidos son característicos para este elemento; qué compuestos de este elemento serán estables y cuáles, por el contrario, no lo serán; a partir de qué compuestos y por medio de qué procedimientos es lo más conveniente y ventajoso obtener el elemento dado en estado libre. Y si el químico es capaz de extraer toda esta información del sistema periódico, esto significa que lo ha dominado bien.

Sin embargo, ante la ciencia química moderna. se plantea la tarea de no sólo obtener nuevos datos sobre las propiedades y el campo de aplicación práctica de los compuestos químicos ya conocidos. La revolución científico-técnica exige que se sinteticen nuevos materiales y sustancias con nuevas e insólitas propiedades, fijadas de antemano, sustancias desconocidas para la naturaleza. Y éstas se crean actualmente en grandes cantidades.

Muchos procesos químicos se desarrollan únicamente en presencia de catalizadores. Como tales intervienen distintos elementos y compuestos químicos. Ya caen en olvido los tiempos en que los catalizadores se escogían a ciegas, cuando sólo después de muchas decenas y hasta centenares de ensayos se lograba hallar un acelerador adecuado para la reacción química. En la actualidad la selección de los catalizadores va colocándose sobre un fundamento científico y en grado considerable sirve de tal fundamento el sistema periódico.

Este sistema también llegó a ser el hilo de Ariadna en la síntesis de los materiales semiconductores. Basándose en una multitud de ejemplos, los científicos descubrieron que poseen o deben poseer las mejores propiedades semiconductoras los compuestos de los elementos que ocupan lugares definidos en la tabla de Mendeléiev (principalmente, en sus grupos de tercero a quinto).

Desde la más remota antigüedad los hombres conocían aleaciones metálicas, pero durante largas épocas su surtido era muy limitado. Tan sólo en el siglo XX su número aumentó bruscamente en correspondencia con las demandas de la técnica y la industria. Como resultado se obtuvieron las más diversas combinaciones de elementos, sobre todo cuando se procedió a utilizar metales raros. Actualmente se conocen miles de diferentes aleaciones. Al estudiar su

estructura y las propiedades los investigadores establecieron muchas leyes importantes, esclareciéndose que éstas no son casuales sino vienen condicionadas, en muchos aspectos, por la posición del metal en el sistema periódico. Por consiguiente, no se puede plantear el problema de obtención de nuevas aleaciones ignorando el sistema periódico.

Se puede decir que en cualesquiera de las ramas de la química moderna observamos el reverbero de la ley periódica. Y los químicos no son solitarios al inclinarse ante su grandeza. Ya hemos advertido que en la ardua y cautivadora causa de la síntesis de los nuevos elementos es imposible prescindir de la ley periódica. En las estrellas se opera un ingente proceso natural de la síntesis de los elementos químicos y de sus isótopos más variados. Este proceso los científicos lo denominan nucleosíntesis.

Por ahora, no podemos representarnos con detalle por cuáles procedimientos, precisamente, y por efecto de qué reacciones nucleares consecutivas se han formado los elementos químicos que conocemos. Existen muchas hipótesis de la nucleosíntesis, pero falta una teoría acabada. No obstante, se puede decir con seguridad que incluso las más tímidas suposiciones referentes a las vías de la génesis de los elementos habrían sido imposibles sin tener en cuenta la disposición consecutiva de los elementos en el sistema periódico. El fundamento de las diversas reacciones nucleares de la nucleosíntesis lo forman las leyes generales de la periodicidad nuclear, de la estructura y las propiedades de los núcleos atómicos.

Empero, hay que volver del cielo a la tierra. Igualmente unos cien años atrás, los científicos dieron comienzo a un estudio concentrado y definido de la difusión (abundancia) de los elementos químicos en la corteza terrestre y su distribución en distintos minerales y menas. En estos derroteros nació la ciencia llamada geoquímica. A la par de las propiedades químicas de los elementos se procedió a estudiar sus propiedades geoquímicas y su comportamiento en la naturaleza. Estas resultaron ser muy caprichosas y complejas. Y otra vez el sistema periódico, permitiendo encontrar llaves para muchos secretos de la geoquímica.

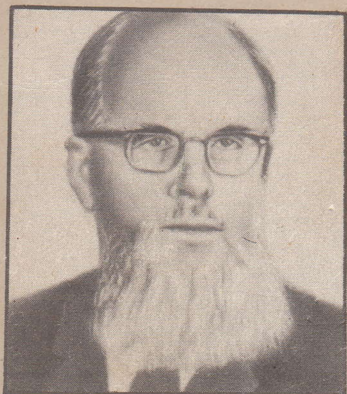
La clasificación geoquímica contemporánea de los elementos químicos, como un edificio que descansa sobre cimientos sólidos, se respalda en la tabla de Mendeléiev. En la actualidad, los científicos se representan con bastante claridad las leyes fundamentales de distribución de los elementos en la corteza terrestre. Y al dirigirse a una expedición para buscar y explorar yacimientos de importantes menas y minerales, el geólogo no olvidará a consultarse previamente con el geoquímico.

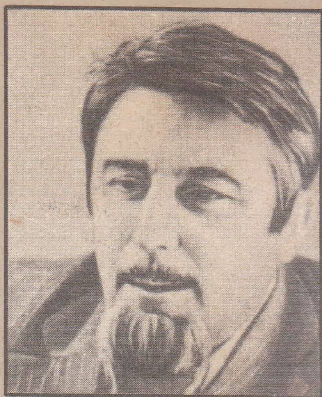
Todavía durante largo rato se puede enumerar aquellas esferas del conocimiento y de la práctica humanas en las cuales juegan un

importante papel la Magna Ley y el sistema de los elementos. a decir verdad, ni siquiera nos imaginamos toda la envergadu y alcance de la doctrina mendeleviana sobre la periodicidad. Y m de una vez aún brillará ante los científicos con sus inesperad facetas.

Nosotros —autores de este libro— presenciamos una gran fiesta de la ley periódica. En 1969 se celebró su efeméride, el centenario de su descubrimiento. Acudieron a Leningrado científicos de muchos países del mundo. Los químicos más eminentes hablaron en sus informes sobre el presente y el futuro de la Magna Ley. Se volvieron realidad las proféticas palabras de Dmitri Ivánovich Mendeléiev que anotó en su diario el 10 de julio de 1905: "Por lo visto, el futuro no amenaza a la ley periódica con destruirla, lo único que le presagia es añadiduras y desarrollo...".

¡Y VOSOTROS, JÓVENES QUÍMICOS, TENDRÉIS QUE CONVENCEROS DE ELLO MÁS DE UNA VEZ!





Igor Vasílievich Petrianov es un eminente científico soviético que trabaja en el terreno de la química física, desde 1966 es académico de la Academia de Ciencias de la URSS I. V. Petriánov nació en 1907 y en 1931 terminó la Universidad de Moscu. A partir de entonces trabaja en el Instituto físico-químico L. Ya. Kárpov. También es catedrático del Instituto químico-tecnológico D. I. Mendeléiev de Moscú. Se presenta como uno de los pocos investigadores que se dedica a desarrollar un nuevo y muy importante campo de la ciencia, la teoría de los aerosoles.

I. V. Petriánov es personalidad pública activa, luchador por la protección del medio ambiente natural y por la pureza de la atmósfera de nuestro Planeta.

El científico soviético Dmitri Nikoláevich Trífonov, doctor en ciencias químicas, se dedica al estudio de la historia de esta ciencia.

Nació en 1932. Se graduó en la Facultad de Química de la Universidad Lomonósov de Moscú. Encabeza el grupo de problemas del Instituto de Historia de las Ciencias Naturales y de la Técnica. Los principales trabajos científicos de D. N. Trifonov están consagrados a la teoría y la historia del sistema periódico de los elementos. Escribió varios libros y algunos de ellos se publicaron en otros países. Durante muchos años D. N. Trifonov se dedica a la divulgación científica presentandose como autor de 10 libros y varias decenas de artículos de este género.